

Учреждение образования
«БЕЛОРУССКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНОЛОГИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»

ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ: НОМЕНКЛАТУРА, КЛАССИФИКАЦИЯ, СВОЙСТВА И СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ

Рекомендовано
учебно-методическим объединением учреждений
высшего образования Республики Беларусь
по химико-технологическому образованию в качестве
учебно-методического пособия для студентов учреждений
высшего образования по химико-технологическим
специальностям

Минск 2012

УДК 546-3(075.8)
ББК 24.1я73
О-75

А в т о р ы :
*И. Е. Малашонок, И. И. Курило,
В. А. Ашуйко, Л. И. Хмылко*

Р е ц е н з е н т ы :
кафедра физикохимии материалов Белорусского
государственного экономического университета;
доктор химических наук, профессор кафедры аналитической
химии Белорусского государственного университета
С. М. Лецев

*Все права на данное издание защищены. Воспроизведение всей книги или
ее части не может быть осуществлено без разрешения учреждения образо-
вания «Белорусский государственный технологический университет».*

**Основные классы неорганических соединений: номенк-
О-75 латура, классификация, свойства и способы получения :**
учеб.-метод. пособие для студентов химико-технологических
специальностей / И. Е. Малашонок [и др.]. – Минск : БГТУ,
2012. – 99 с.
ISBN 978-985-530-166-1.

В пособии рассмотрены номенклатура, классификация, свойства
и способы получения основных классов неорганических соединений.
Приведены задания для самостоятельной работы студентов разного
уровня сложности, цепочки превращений неорганических соединений,
отражающие генетическую связь между основными классами неорга-
нических соединений, представлены варианты итоговой контрольной
работы по теме «Основные классы неорганических соединений».

Пособие рекомендуется использовать для коллективной работы
студентов в аудитории, а также самостоятельной работы.

УДК 546-3(075.8)
ББК 24.1я73

ISBN 978-985-530-166-1

© УО «Белорусский государственный
технологический университет», 2012

ПРЕДИСЛОВИЕ

Учебно-методическое пособие предназначено для студентов первого курса химико-технологических специальностей БГТУ. Цель данного издания – помочь студентам систематизировать и обобщить свои знания по разделу «Основные классы неорганических соединений» и подготовить их к изучению других разделов курса «Теоретические основы химии».

В теоретической части предлагаемого пособия главное внимание уделено современной номенклатуре, классификации, физическим и химическим свойствам, а также способам получения основных классов неорганических соединений. После каждого раздела предлагаются задания для самостоятельной работы студентов, выполнение которых позволит закрепить пройденный теоретический материал.

В учебно-методическом пособии также представлены задания различных уровней сложности (А, Б, В), включающие вопросы всех разделов, и приведены цепочки превращений неорганических веществ, отражающие генетическую связь между основными классами неорганических соединений.

Первый уровень заданий (А) базируется, главным образом, на знаниях, полученных после усвоения школьной программы по химии. Более сложные вопросы, требующие умения обобщить и систематизировать пройденный материал, предлагаются в уровнях Б и В. Их выполнение свидетельствует о достаточно хорошей подготовке студента по изучаемой теме. Студенты могут выбирать задания соответствующей сложности, переходя от более низкого к более высокому уровню.

Успешное усвоение теоретических вопросов и решение заданий для самостоятельной работы позволит студентам углубить и систематизировать свои знания по теме «Основные классы неорганических соединений».

I. КЛАССИФИКАЦИЯ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

В настоящее время известно более 500 тыс. неорганических соединений. Для того чтобы легче ориентироваться в такой многообразии химических веществ, все они разделены на классы, включающие соединения, сходные по строению и свойствам.

Практически все химические издания пользуются номенклатурой, разработанной Международным союзом теоретической и прикладной химии – ИЮПАК (IUPAC), которая в общих чертах совпадает с проектом правил, предложенным VIII Менделеевским съездом (1959). Номенклатурные правила ИЮПАК написаны на английском языке и предназначены для использования в англо-американской литературе.

В английском варианте Правил IUPAC названия веществ строятся «по ходу формул» (например, KCl – калия хлорид, H_2S – водорода сульфид), что не согласуется с правилами русского литературного языка. В соответствии с традицией, существующей в русском химическом языке, используется вариант номенклатуры с «обратным» чтением формул (например, NaCl – хлорид натрия, CaS – сульфид кальция). Порядок расположения элементов в формуле основывается на их положении в периодической системе и электроотрицательности неметаллов. Элементы одной группы периодической системы перечисляются снизу вверх по группе (например, KNaSO_4 , а не NaKSO_4), а элементы разных групп – слева направо. Расположение электроотрицательных частей связано с возрастанием электроотрицательности неметаллов (например, PCl_2 , а не PClI_2). Значения электроотрицательности у элементов увеличиваются в периодах и ослабевают в подгруппах с увеличением порядкового номера элемента.

По номенклатурным правилам составления названий каждое вещество получает в соответствии с его формулой *систематическое название*, полностью отражающее его состав, например Hg_2Cl_2 – дихлорид диртутути, Cr_2N – нитрид дихрома. Однако систематических названий, адекватно передающих состав вещества, может быть несколько (например, Mn_2O_7 – гептаоксид димарганца или оксид марганца(VII)). Из них выбирают то, которое предпочтительнее

в данном тексте (обычно, содержащее формальную степень окисления центрального атома, т. е. оксид марганца(VII)).

Для ограниченного числа распространенных кислот и их солей рекомендуется использовать *традиционные названия* (например, HNO_3 – азотная кислота, BaSO_4 – сульфат бария), которые без специального запоминания и практического опыта не дают точного представления о составе соединения.

Допускается применение *специальных названий*, таких, как аммиак, аммоний, вода, гидразин, нитрозил, уранил. В технической литературе зачастую продолжают использовать *бессистемные тривиальные названия* (например, сода, едкий натр, медный купорос, соляная кислота).

Все химические вещества делят на простые и сложные.

Простое вещество – вещество, состоящее, как правило, из атомов одного химического элемента, например O_2 , Cu, Al, Mg, C. Простые вещества в основном подразделяют на металлы и неметаллы. Если в периодической таблице химических элементов Д. И. Менделеева провести диагональ от бора к астату, то слева внизу от диагонали будут находиться элементы-металлы (к ним также относятся элементы побочных подгрупп), а справа сверху – элементы-неметаллы. Элементы, расположенные вблизи диагонали (Be, Al, Zn, Sn, Pb и др.), обладают двойственным характером.

Номенклатура. Простые вещества называют, как правило, так же, как и соответствующие химические элементы, например натрий, кальций, криптон, ртуть. Для аллотропных форм простых веществ, молекулярные формулы которых известны, в названиях указывают число атомов в молекуле с помощью общепринятых числовых приставок (моно-, ди-, три-, тетра-, пента-, гекса-, гепта-, окта-, нона-, дека-...). Неопределенное число обозначают приставкой **поли-**. Для твердых полиморфных модификаций допускается их обозначение греческими буквами, начиная с низкотемпературной модификации.

Примеры *традиционных названий* (в скобках даны *систематические названия*):

H – атомный водород (моноводород);

H_2 – молекулярный водород (диводород);

O_2 – молекулярный кислород (дискислород);

O_3 – озон (трикислород);

S_8 – кристаллическая сера (октасера);

S_n – аморфная сера (полисера);

$\alpha\text{-Sn}$ – серое олово (α -олово).

Физические свойства металлов. К общим физическим свойствам металлов относятся:

1) **пластичность** – способность изменять форму при ударе, вытягиваться в проволоку, прокатываться в тонкие листы. Например, в ряду **Au, Ag, Cu, Sn, Pb, Zn, Fe** пластичность уменьшается;

2) **электропроводность**. Объясняется направленным движением свободных электронов от отрицательного полюса к положительному под влиянием небольшой разности потенциалов. Например, в ряду **Ag, Cu, Al, Mg, Zn, Fe, Pb, Hg** электропроводность уменьшается.

При нагревании электропроводность металлов уменьшается, так как с повышением температуры усиливаются колебания атомов и ионов в узлах кристаллической решетки, что затрудняет направленное движение «электронного газа»;

3) **теплопроводность**. Обусловлена высокой подвижностью свободных электронов и колебательным движением атомов, благодаря чему происходит быстрое выравнивание температуры по массе металла. В ряду **Ag, Cu, Al, Mg, Zn, Fe, Pb, Hg** теплопроводность уменьшается. Наибольшая теплопроводность отмечена у висмута и ртути;

4) **твёрдость**. Самый твердый – хром (режет стекло); самые мягкие – щелочные металлы – калий, натрий, рубидий и цезий (режутся ножом);

5) **плотность**. Она тем меньше, чем меньше атомная масса металла и чем больше радиус его атома. Самый легкий металл – литий ($\rho = 0,54 \text{ г/см}^3$); самый тяжелый – осмий ($\rho = 22,6 \text{ г/см}^3$);

6) **температуры плавления и кипения**. Самый легкоплавкий металл – ртуть ($t_{\text{пл}}^{\circ} = -39^{\circ}\text{C}$), самый тугоплавкий металл – вольфрам ($t_{\text{пл}}^{\circ} = 3390^{\circ}\text{C}$).

В технике металлы *классифицируют* по практически важным признакам.

I. Все металлы в зависимости от окраски делятся на две большие группы:

1) **черные металлы** имеют темно-серый цвет, большую плотность, высокую температуру плавления и относительно высокую твердость. Типичным представителем черных металлов является железо **Fe**;

2) **цветные металлы** имеют характерную окраску: красную, желтую, белую; обладают большой пластичностью, малой твердостью, относительно низкой температурой плавления. Типичным представителем цветных металлов является медь **Cu**.

II. В зависимости от своей плотности металлы делятся на:

1) **легкие** с плотностью не более 5 г/см^3 . К легким металлам относятся литий **Li**, натрий **Na**, калий **K**, магний **Mg**, кальций **Ca**, цезий **Cs**, алюминий **Al**, барий **Ba**;

2) **тяжелые** с плотностью более 5 г/см^3 . К тяжелым металлам относятся марганец **Mn**, железо **Fe**, кобальт **Co**, никель **Ni**, медь **Cu**, цинк **Zn**, кадмий **Cd**, ртуть **Hg**, олово **Sn**, свинец **Pb** и др.

III. В зависимости от температуры плавления металлы делятся на:

1) **легкоплавкие** имеют температуру плавления ниже 1000°C . К ним относятся литий **Li**, натрий **Na**, калий **K**, кальций **Ca**, магний **Mg** и др.;

2) **тугоплавкие** имеют температуру плавления выше 1000°C . К ним относятся хром **Cr**, ванадий **V**, молибден **Mo** и др.

Для некоторых групп металлов применяют названия:

благородные металлы – Ru, Rh, Pd, Ag, Os, Ir, Pt, Au;

щелочные элементы – Li, Na, K, Rb, Cs, Fr;

щелочноземельные элементы – Ca, Sr, Ba, Ra;

семейство железа – Fe, Co, Ni;

семейство платины – Ru, Rh, Pd, Os, Ir, Pt;

лантаноиды – La, Ce, Pr, Nd, Pm, Sm, Eu, Gd, Tb, Dy, Ho, Er, Tm, Yb, Lu;

актиноиды – Ac, Th, Pa, U, Np, Pu, Am, Cm, Bk, Cf, Es, Fm, Md, No, Lr;

переходные металлы – элементы побочных подгрупп.

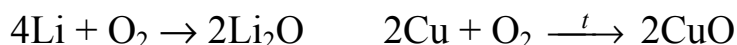
Общие химические свойства металлов. Легкость, с которой атомы металла отдают свои электроны другим атомам, характеризует *восстановительную* активность данного металла.

Чем легче атом металла отдает свои электроны, тем он более сильный восстановитель. Химическая активность металлов главных подгрупп увеличивается справа налево по периоду и сверху вниз по группе в соответствии с увеличением их радиусов и уменьшением электроотрицательности.

Опытным путем установлено, что все металлы можно расположить в ряд в порядке убывания их восстановительной активности в водных растворах. Такой ряд называется **электрохимическим рядом напряжений** или **рядом активностей** металлов:

← Увеличение восстановительной активности металлов																
Li	K	Na	Mg	Al	Zn	Cr	Fe	Ni	Sn	Pb	H	Cu	Hg	Ag	Au	
Li ⁺	K ⁺	Na ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Zn ²⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Ni ²⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	H ⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Ag ⁺	Au ³⁺	
→ Увеличение окислительной активности ионов металлов																

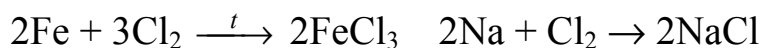
1. С **кислородом** металлы образуют оксиды:



2. С **водородом** самые активные металлы образуют гидриды:



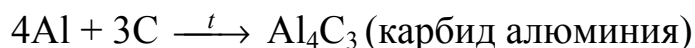
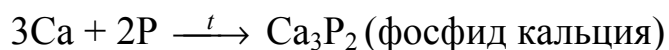
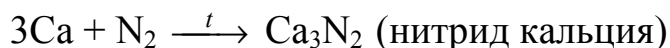
3. С **галогенами** металлы образуют соли – галогениды:



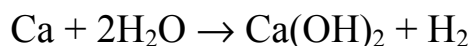
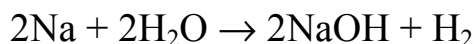
4. С **серой** металлы образуют соли – сульфиды:



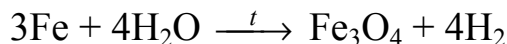
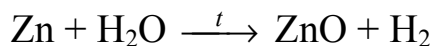
5. С **азотом, фосфором, углеродом и кремнием** металлы могут образовывать бинарные соединения:



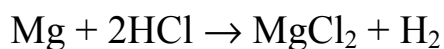
6. **Щелочные и щелочноземельные металлы** реагируют с H_2O при комнатной температуре:



Металлы средней активности окисляются парами H_2O при нагревании:



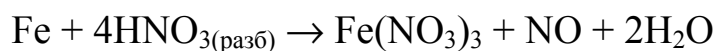
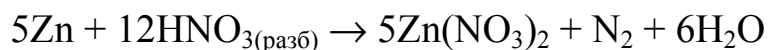
7. **Металлы, стоящие в электрохимическом ряду напряжений до H, вытесняют водород из растворов кислот (кроме азотной и серной концентрированной):**



8. С **разбавленной азотной кислотой** активные металлы:



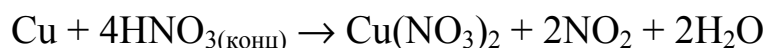
Металлы средней активности:



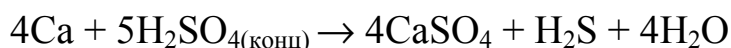
9. С концентрированной азотной кислотой активные металлы:



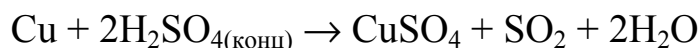
Металлы средней активности и малоактивные:



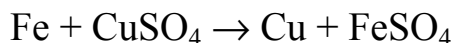
10. С концентрированной серной кислотой активные металлы:



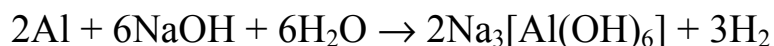
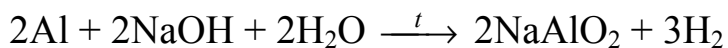
Металлы средней активности и малоактивные:



11. Более активный металл вытесняет менее активный из растворов их солей:



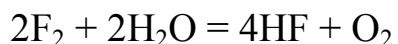
12. Амфотерные элементы:



Общая характеристика неметаллов. Неметаллические свойства элементов определяются способностью атомов принимать электроны, т. е. проявлять при взаимодействии с атомами других элементов окислительные свойства. Из всех элементов периодической системы неметаллическими свойствами обладают 22 элемента, расположенные в правой верхней части периодической системы относительно диагонали бор – аstat. Окислительные свойства неметаллов зависят от численного значения электроотрицательности атома и увеличиваются в следующем порядке: **Si, B, H, P, C, S, I, Br, N, Cl, O, F.**

Самый сильный окислитель (самый типичный неметалл) – фтор. Такая же закономерность в изменении окислительных свойств характерна и для простых веществ соответствующих

элементов. Фтор окисляет даже воду и некоторые благородные газы:



Неметаллы в химических реакциях могут быть как окислителями, так и восстановителями (фтор и кислород в реакциях проявляют только окислительные свойства).

Восстановительные свойства у атомов неметаллов выражены довольно слабо и возрастают от кислорода к кремнию: **Si, B, H, P, C, S, I, Br, N, Cl, O**.

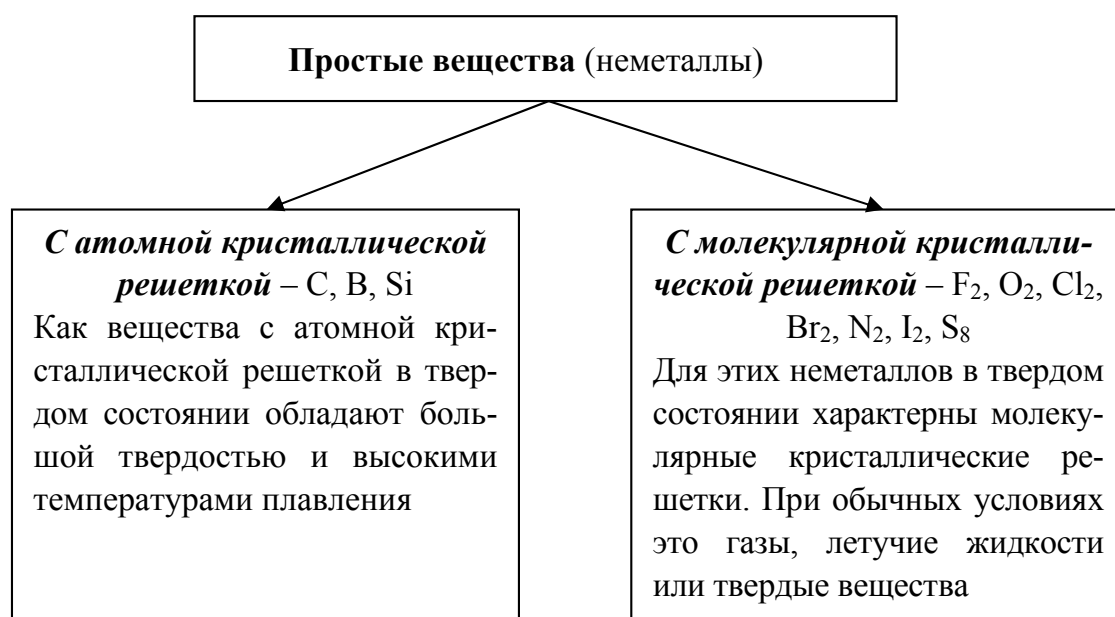
Для некоторых групп неметаллов применяют следующие названия:

инертные (благородные) газы – He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn;

галогены – F, Cl, Br, I, At;

халькогены – S, Se, Te, Po;

пниктогены – N, P, As, Sb, Bi.

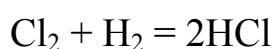
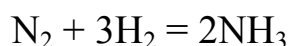


Простые вещества благородных газов одноатомны (He, Ne, Ar, Xe, Rn). Галогены, азот, кислород, водород как простые вещества существуют в виде двухатомных молекул (F₂, Cl₂, Br₂, I₂, N₂, O₂, H₂). Остальные неметаллы могут существовать при нормальных условиях как в кристаллическом, так и в аморфном состоянии. Неметаллы, в отличие от металлов, плохо проводят теплоту и электрический ток.

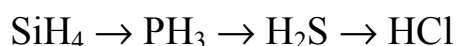
C, B, Si имеют сходное строение и обладают некоторыми общими свойствами. Эти элементы в виде простых веществ

существуют в нескольких аллотропных модификациях – в кристаллическом и аморфном состоянии. Кристаллические модификации С (алмаз), Si и В обладают большой твердостью, высокими температурами плавления и полупроводниковыми свойствами. Все эти элементы образуют соединения с металлами – карбиды (CaC_2 , Al_4C_3 , Fe_3C), силициды (Mg_2Si) и бориды (TaB , TaB_2). Некоторые из них обладают большой твердостью (Fe_3C , TaB).

С водородом большинство неметаллов образуют молекулярные водородные соединения:



По периоду в периодической системе химических элементов с увеличением порядкового номера элемента-неметалла усиливается кислотный характер водородного соединения:

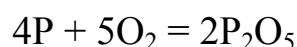
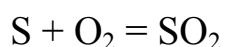


Простейшие водородные соединения неметаллов:

B_2H_6 диборан	CH_4 метан	NH_3 аммиак	H_2O вода	HF фтороводород
	SiH_4 силан	PH_3 фосфин	H_2S сероводород	HCl хлороводород
	GeH_4 герман	AsH_3 арсин	H_2Se селеноводород	HBr бромоводород
			H_2Te теллуrowодород	HI иодоводород

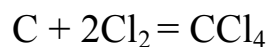
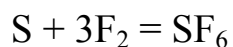
Все приведенные водородные соединения – газообразные вещества при стандартных условиях, за исключением воды. Вещества, выделенные жирным шрифтом, в водном растворе – сильные кислоты. В группе с увеличением порядкового номера устойчивость водородных соединений снижается, а восстановительная активность возрастает.

С кислородом все неметаллы, кроме фтора, проявляют восстановительные свойства:



Оксиды неметаллов имеют, как правило, кислотный характер (*исключение* – несолеобразующие оксиды).

Взаимодействуя *между собой*, более электроотрицательный неметалл играет роль окислителя, менее электроотрицательный – роль восстановителя:



Сложное вещество, или соединение, – вещество, состоящее из атомов разных химических элементов. Химическая формула сложного вещества включает в себя **катион** (условно электроположительную составляющую) и **анион** (условно электроотрицательную составляющую). Катион всегда ставится в формуле на первое место (слева), анион – на второе. Катионы и анионы могут быть простыми и сложными и содержать металлические и неметаллические элементы.

Заряд иона определяется алгебраической суммой степеней окисления элементов, входящих в состав иона.

Степень окисления (с. о) – это условный заряд атомов химического элемента в соединении, вычисленный из предположения, что соединение состоит только из ионов.

Правила расчета степеней окисления:

1) степень окисления элемента в простом веществе равна нулю: O_2^0 , Cl_2^0 , P^0 ;

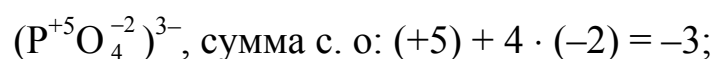
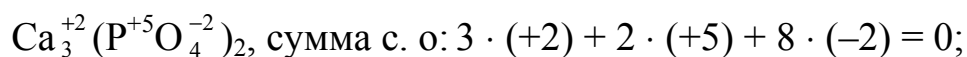
2) водород в сложных соединениях имеет степень окисления +1: H^+Cl , H_2^+SO_4 . *Исключение:* гидриды металлов (соединения водорода с металлами главных подгрупп I–II групп), где водород проявляет степень окисления, равную –1: Na^+H^- , BaH_2^- ;

3) кислород в соединениях имеет степень окисления –2. *Исключения:* соединения кислорода со фтором: $\text{O}^{+2}\text{F}_2^-$; пероксиды H_2^+O_2^- , $\text{Ba}^{+2}\text{O}_2^-$;

4) все металлы в соединениях имеют положительную степень окисления. Степень окисления элементов Li, Na, K, Rb, Cs во всех их соединениях равна +1. Степень окисления элементов Be, Mg, Ca, Sr, Ba в их соединениях равна +2. Степень окисления Al в его соединениях равна +3. У большинства переходных металлов имеются соединения с различными степенями окисления;

5) фтор в соединениях имеет степень окисления –1;

6) алгебраическая сумма степеней окисления элементов в молекуле (или структурной единице вещества) равна нулю, в ионе – равна заряду иона:



7) *высшая (максимальная) степень окисления (в. с. о.)* элемента равна номеру группы периодической системы, в которой находится данный элемент (K^+ , Mg^{+2} , Al^{+3} , P^{+5} , S^{+6} , Cr^{+6} , Mn^{+7}). *Исключение* составляют элементы I группы побочной подгруппы (Cu^{+2} , Ag^{+2} , Au^{+3}) и элементы VIII группы: благородные газы и элементы триад (Fe^{+6} , Co^{+3} , Ni^{+3} и др.). Высшая степень окисления фтора равна нулю;

8) *низшая (минимальная) степень окисления (н. с. о.)* элемента равна: для металлов – нулю; для неметаллов – числу электронов, не достигающих до полного завершения внешнего энергетического подуровня. Например, для азота низшая степень окисления равна -3 (N^{-3}), для серы равна -2 (S^{-2}), для хлора равна -1 (Cl^{-}).

2. БИНАРНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Соединения, состоящие из атомов двух элементов, называются **бинарными соединениями**. Если в состав бинарного соединения входят металл и неметалл, на первое место помещают металл (более электроположительный элемент), на второе – неметалл (например, LiCl , Ag_2C_2); в случае соединений двух неметаллов первым указывается более электроположительный элемент (например, SO_2 , AsH_3 , OF_2). *Исключения* составляют соединения с азотом, для которых принято обратное написание формул (например, NH_3 , N_2H_4).

Номенклатура. Общепринятой классификацией и номенклатурой бинарных соединений является наименование соединения по анионообразователю. Исходя из такой классификации можно выделить следующие группы бинарных соединений: галогениды (фториды, хлориды, бромиды, иодиды), халькогениды (сульфиды, селениды, теллуриды), пниктогениды (нитриды, фосфиды, арсениды), карбиды, силициды, гидриды, интерметаллиды и др.

Название сложного вещества читается справа налево, т. е. вначале называется электроотрицательная составляющая (анион) в именительном падеже, а затем – электроположительная составляющая (катион) в родительном падеже. Для одноэлементных анионов в названии используется суффикс «-ид», который добавляют к корню латинского названия электроотрицательного элемента.

Способом указания стехиометрического отношения между катионом и анионом, часто используемым в русской химической литературе, является **метод Штока**. По этому способу стехиометрическое отношение указывают с помощью римской цифры в круглых скобках, отвечающей степени окисления катиона. При этом предполагается, что заряд аниона очевиден. Например:

FeCl_2 – хлорид железа(II);
 FeCl_3 – хлорид железа(III);
 Nb_2O_3 – оксид ниобия(III);
 NbO_2 – оксид ниобия(IV);
 Nb_2O_5 – оксид ниобия(V).

Однако данный способ не является универсальным. Например, степень окисления в катионе и заряд аниона не всегда можно определить по формуле (без наличия дополнительной информации): Fe_3O_4 , Fe_3C и Fe_2N . Помимо этого, использование способа Штока невозможно при сложном стехиометрическом соотношении между катионом и анионом (2 : 2, 2 : 4, 4 : 10 и т. п.). В этом случае название не дает адекватного описания формулы. Например, название хлорид ртути(I) отвечает формуле HgCl , тогда как молекулярная формула этого соединения Hg_2Cl_2 . Для таких соединений название следует составлять, используя числовые приставки (например, Hg_2Cl_2 – дихлорид диртути). Вместе с тем применение способа Штока удобно, если степени окисления элементов известны, а стехиометрические коэффициенты в формуле – простые числа (1 : 2, 1 : 3, 2 : 3 и т. п.). Названия соединений при этом упрощаются по сравнению с названиями, образованными по правилу с числовыми приставками.

Если степень окисления элемента в катионе очевидна (например, K^+ , Ca^{+2}), то в названиях ее можно не указывать. Для катионов переходных элементов указание степени окисления обязательно, так как практически у каждого *d*-элемента их несколько. Например:

CO_2 – оксид углерода(IV) (диоксид углерода);

N_2O_5 – оксид азота(V) (пентаоксид диазота);

Cr_2O_3 – оксид хрома(III) (триоксид дихрома);

K_2O – оксид калия.

Галогениды. В галогенидах электроотрицательная составляющая включает атомы галогенов – фтора, хлора, брома или йода. Примеры *систематических* названий галогенидов:

HF – фторид водорода (фтороводород);

HCl – хлорид водорода (хлороводород);

HBr – бромид водорода (бромоводород);

HI – иодид водорода (иодоводород);

Hg_2Br_2 – дибромид диртути;

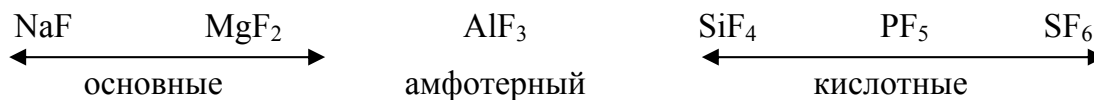
HgBr_2 – бромид ртути(II), или дибромид ртути;

AlCl_3 – хлорид алюминия(III) (хлорид алюминия).

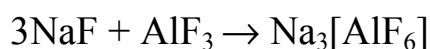
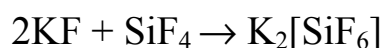
Водные растворы галогенидов водорода рассматривают как бескислородные кислоты. Для галогенидов, содержащих атомы электроположительных элементов в низких и не характерных для них степенях окисления, следует применять *систематические* названия с числовыми приставками. Например:

As_2I_4 – тетраиодид димышьяка.

Как и другие бинарные соединения, галогениды бывают различной природы: **основные** – галогениды металлов, **амфотерные** – с амфотерными элементами, **кислотные** – с неметаллами:



Галогениды могут реагировать между собой по кислотно-основному типу взаимодействия:



Халькогениды (сульфиды, селениды, теллуриды). Сульфиды, селениды, теллуриды представляют собой бинарные соединения, в которых электроотрицательной составляющей (анионом) являются атомы серы, селена и теллура. Их называют по *систематической* номенклатуре с использованием числовых приставок либо по методу Штока. Например:

NiS – сульфид никеля(II);

GaSe – моноселенид галлия, или селенид галлия(II);

Ga₂Se₃ – триселенид дигаллия, или селенид галлия(III);

Na₂Te – теллурид натрия.

Халькогениды, содержащие анионы (S_n)²⁻, (Se_n)²⁻ или (Te_n)²⁻, называют аналогично многоэлементным одноатомным ионам. Например: K₂(S₅) – пентасульфид(2–) калия; (NH₄)₂(S_n) – полисульфид(2–) аммония; Li₂(Se₄) – тетраселенид(2–) лития; Na₂(Te₆) – гексателлурид(2–) натрия.

Водородные соединения серы, селена и теллура имеют специальные названия:

H₂S – моносульфид (сероводород);

H₂S₂ – дисульфид;

H₂S₃ – трисульфид;

H₂S₄ – тетрасульфид;

H₂S₅ – пентасульфид;

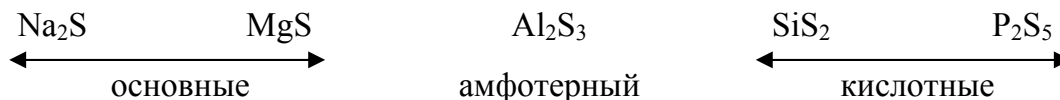
H₂S_n – полисульфид;

H₂Se – селан (селеноводород);

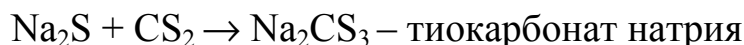
H₂Te – теллан (теллуридоводород).

Водные растворы H₂S, H₂Se и H₂Te рассматривают как бескислородные кислоты.

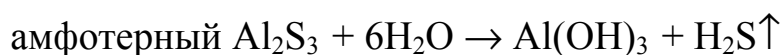
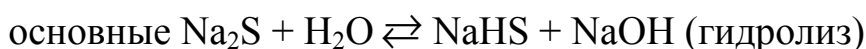
Характер сульфидов – кислотные, основные, амфотерные – на примере элементов III периода:



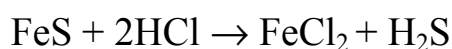
Различные по характеру сульфиды взаимодействуют между собой:



В зависимости от характера сульфиды по-разному реагируют с H_2O :



Большинство сульфидов малорастворимы в воде, растворимы в кислотах:



Некоторые нерастворимы в разбавленных кислотах, но реагируют с кислотами-окислителями:



Сульфиды щелочных и щелочноземельных металлов не окрашены, сульфиды других металлов имеют характерную *окраску*, например сульфиды меди(II), никеля и свинца – черные; кадмия, индия, олова – желтые; сурьмы – оранжевый. Осаждение из раствора характерно окрашенных сульфидов металлов с очень малой растворимостью используют как качественные реакции. Сероводород и сульфиды – типичные восстановители.

Нитриды. В нитридах в качестве электроотрицательной составляющей выступают атомы азота. Их называют по *систематической* номенклатуре с использованием числовых приставок либо по методу Штока. Например:

BN – мононитрид бора;

GaN – мононитрид галлия;

Ca_3N_2 – динитрид трикальция (нитрид кальция);

Cl_3N – нитрид хлора(I), или нитрид трихлора.

Водородные соединения азота. Соединения азота с водородом имеют *специальные* названия:

NH_3 – аммиак;

N_2H_4 – гидразин.

Псевдобинарные соединения, одна из составляющих которых представляет собой азотоводородные группы атомов, имеют следующие названия:

NH_2OH – гидроксилламин;

NH_2CN – цианамид (допускается написание формулы H_2CN_2);

NH_2Cl – хлорамин;

$\text{PS}(\text{NH}_2)_3$ – триамид-сульфид фосфора;

$\text{S}(\text{NH})\text{O}$ – оксид-имид серы;

CaCN_2 – цианамид кальция;

$(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ – карбамид;

$(\text{NH}_2)_2\text{CS}$ – тиокарбамид.

Соединение HN_3 называется азид водорода (азидоводород), а названия его производных – **азиды**, например: $\text{Pb}(\text{N}_3)_2$ – азид свинца(II), или диазид свинца. Водный раствор азида водорода рассматривают как бескислородную кислоту и называют азидоводородной кислотой – HN_3 (aqua).

Фосфиды. В фосфидах в качестве электроотрицательной составляющей выступают атомы фосфора. Их называют по систематической номенклатуре с использованием числовых приставок либо (в некоторых случаях) по методу Штока. Например:

Mn_3P_2 – дифосфид тримарганца;

MnP – монофосфид марганца;

FeP – монофосфид железа.

Карбиды. В карбидах в качестве электроотрицательной составляющей выступают атомы углерода. Карбиды, гидролизующиеся с образованием ацетилена C_2H_2 , иногда называют ацетилендами. Примеры названий карбидов:

CaC_2 – дикарбид кальция, или ацетиленид кальция;

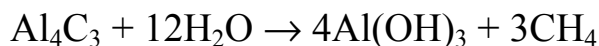
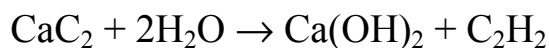
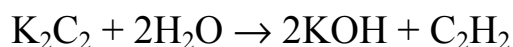
Cu_2C_2 – дикарбид димеди, или ацетиленид меди(I);

Mg_2C_3 – трикарбид димагния.

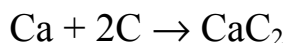
Карбид кремния SiC (техническое название – карборунд) в чистом виде – бесцветные кристаллы. Это вещество обладает очень высокой твердостью.

Бор образует два карбида с точно известной структурой – B_4C и B_{13}C_2 . Наибольшее значение имеет первый из них – черные блестящие кристаллы, которые по твердости уступают лишь алмазу.

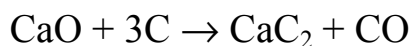
Карбиды щелочных и щелочноземельных металлов, алюминия разлагаются водой с образованием гидроксидов металлов и выделением газа:



Многие карбиды можно получить непосредственно из элементов:



восстановлением оксидов углеродом:



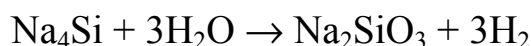
Силициды. Силициды представляют собой бинарные соединения, в которых электроотрицательной составляющей (анионом) выступает кремний. Их называют по систематической номенклатуре, используя при необходимости числовые приставки. Например:

Ca_2Si – силицид кальция;

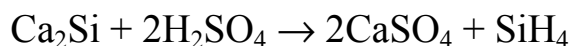
Cr_3Si_2 – дисилицид трихрома;

MoSi_2 – дисилицид молибдена.

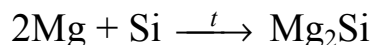
Силициды щелочных и щелочноземельных металлов характеризуются преимущественно ионным типом связи, они химически активны, легко разлагаются водой с выделением водорода:



разбавленными кислотами с выделением силана:



Получают силициды сплавлением простых веществ или восстановлением смеси оксидов коксом:



Гидриды. В гидридах в качестве электроотрицательной составляющей выступают атомы водорода. Примеры систематических названий гидридов:

CuH – гидрид меди(I);

$(\text{BeH}_2)_n$ – поли(дигидрид бериллия), (полигидрид бериллия);

$(\text{AlH}_3)_n$ – поли(тригидрид алюминия), (полигидрид алюминия).

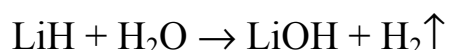
В соответствии со сложившейся традицией для гидридов элементов IVA и VA групп периодической системы применяют специальные названия с суффиксами «-ан» или «-ин»:

SiH₄ – моносилан;
Si₂H₆ – дисилан;
Si₃H₈ – трисилан;
GeH₄ – моногерман;
Ge₄H₁₀ – тетрагерман;
SnH₄ – моностаннан;
Sn₂H₆ – дистаннан;
PbH₄ – моноплюмбан;
PH₃ – фосфин;
P₂H₄ – дифосфан;
AsH₃ – арсин;
As₂H₄ – диарсан;
SbH₃ – стибин;
BiH₃ – висмутин.

Гидриды бора называют **боранами**. Однако ввиду их многочисленности после названия указывают число атомов водорода в соединении (арабской цифрой в круглых скобках):

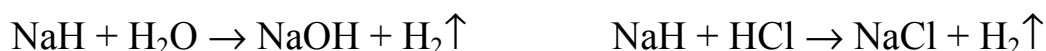
B₂H₆ – диборан(6);
B₄H₁₀ – тетраборан(10);
B₅H₉ – пентаборан(9);
B₅H₁₁ – пентаборан(11) и т. д.

Гидриды металлов – сильные восстановители за счет водорода в степени окисления –1. В отсутствие воды гидрид лития не реагирует с кислородом и галогенами, но вода его разлагает:

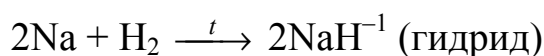


Реакцию используют для получения водорода.

Гидриды остальных щелочных металлов менее устойчивы и более реакционноспособны, разлагаются водой и кислотами с выделением водорода:



Получают гидриды нагреванием щелочных металлов с водородом:



Бориды – это соединения бора с менее электроотрицательными элементами. Кроме того, боридами называют соединения бора

с некоторыми более электроотрицательными элементами (P, As, Si и др.). Бориды – твердые огнеупорные вещества, имеют как стехиометрический состав (Mg_3B_2 , AlB), так и нестехиометрический (MgB_2 , ZrB_2 , HfB_2). Химически устойчивы.

Интерметаллические соединения (интерметаллиды). В интерметаллических соединениях значения электроотрицательности элементов достаточно близки, т. е. разделение формулы на две составляющие (катион и анион) не представляется возможным. Поэтому систематические названия интерметаллидов предложено образовывать из одного слова, в котором названия элементов с соответствующими числовыми приставками разделены дефисом. Например:

Na_2Po – полоний-динатрий;

NiPo – полоний-никель;

PtPo_2 – диполоний-платина;

MgCu_4Sn – олово-тетрамедь-магний;

LiMgBi – висмут-магний-литий.

Среди **бинарных** соединений выделяют **двойные** и **смешанные**. Их названия принято перечислять по формуле справа налево и писать название через дефис, например:

$(\text{FeCu})\text{S}_2$ – дисульфид меди-железа;

NaHC_2 – дикарбид водорода-натрия;

$(\text{CaTi})\text{O}_3$ – триоксид титана-кальция;

SO_2F_2 – дифторид-диоксид серы (сульфурилфторид);

$\text{S}(\text{Cl}_2)\text{O}_2$ – диоксид-дихлорид серы (сульфурилхлорид).

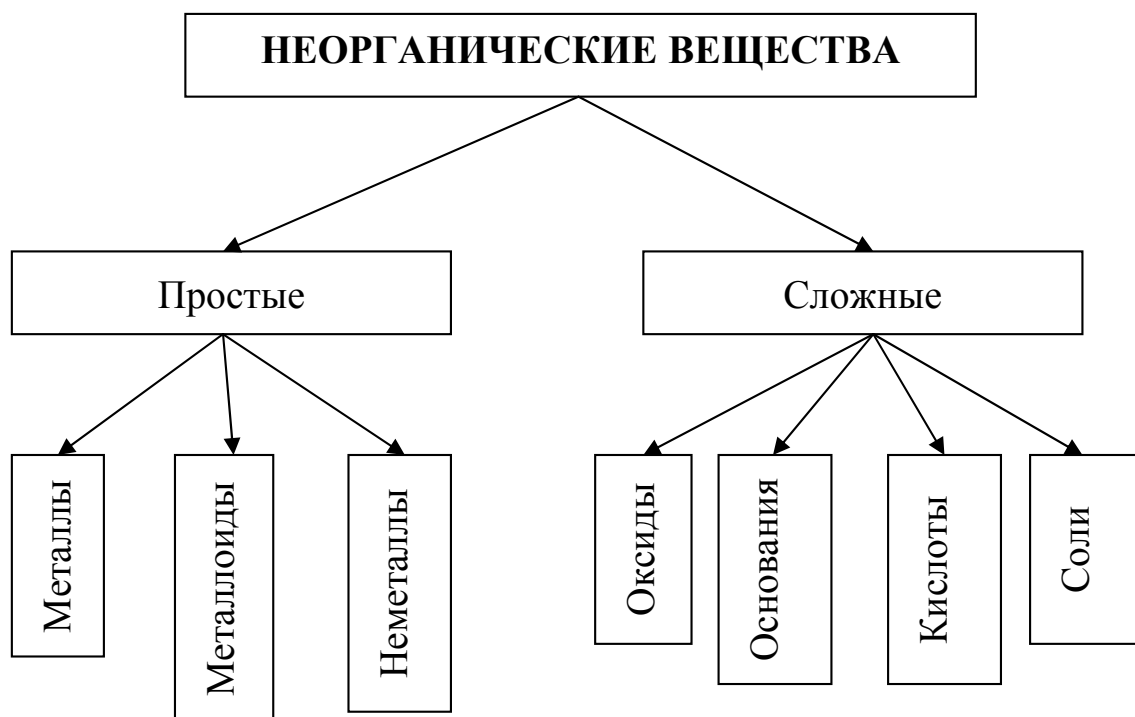
$\text{Pb}(\text{Cl})\text{F}$ – фторид-хлорид свинца;

PCl_3O – оксид-трихлорид фосфора.

Применение *традиционных* названий типа сульфурilhлорид должно быть ограничено. Если известно строение двойных гидридов, что отражено в формуле, то для построения их названий используют номенклатуру координационных соединений. Например: $\text{Li}[\text{AlH}_4]$ – тетрагидридоалюминат(III) лития; $\text{Al}[(\text{BH}_4)_3]$ – тетрагидридоборат(III) алюминия.

К основным классам неорганических соединений из бинарных относятся оксиды.

3. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ



Основными классами неорганических соединений являются оксиды, основания, кислоты и соли:

Оксиды	а) основные б) амфотерные в) кислотные	K_2O , CuO , BaO ZnO , Al_2O_3 , Cr_2O_3 SO_2 , CrO_3 , N_2O_5
Основания		$NaOH$, $Fe(OH)_2$, $Fe(OH)_3$
Кислоты		HCl , HNO_3 , H_3PO_4
Соли	а) средние (нормальные) б) кислые в) основные г) двойные д) смешанные	Na_2SO_4 , KCl , $Al(NO_3)_3$ $NaHCO_3$, $CaHPO_4$, KH_2PO_4 $Fe(OH)_2Cl$, $(MgOH)_2SO_4$ $NaKCO_3$, $KAl(SO_4)_2$ $Ca(ClO)Cl$, $MgPO_3F$

Основания и кислородсодержащие кислоты часто рассматриваются как гидраты оксидов и объединяются в единый класс **гидроксидов**, имеющих основной, амфотерный или кислотный характер.

4. ОКСИДЫ

Оксидами называются бинарные соединения, в которых один из элементов кислород, причем атомы кислорода не связаны между собой и находятся в степени окисления -2 .

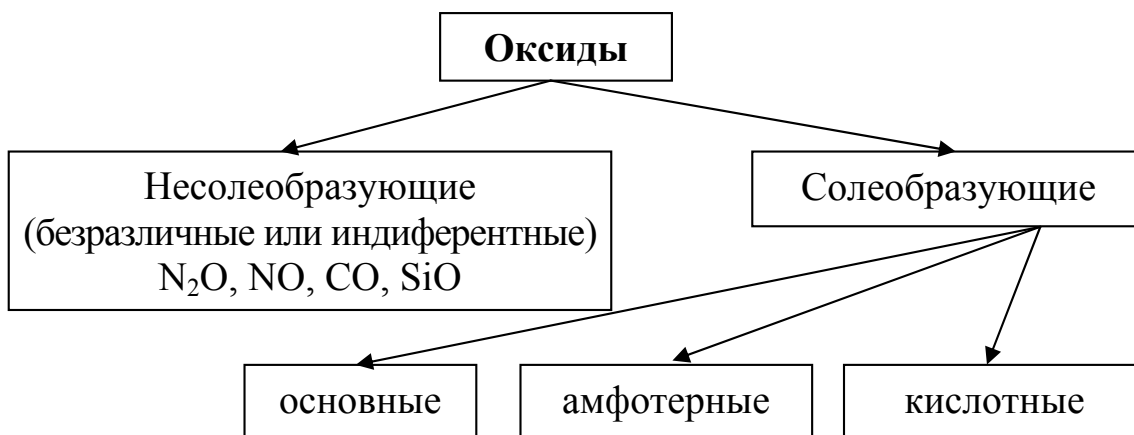
Кислород может образовывать с элементами соединения из связанных между собой атомов кислорода, в которых степень окисления кислорода иная. Например:

$\text{Na}_2^{+1}\text{O}_2^{-1}$ – пероксид натрия (степень окисления кислорода -1);

$\text{K}^{+1}\text{O}_2^{-\frac{1}{2}}$ – надпероксид калия (степень окисления кислорода $-\frac{1}{2}$);

$\text{K}^{+}\text{O}_3^{-\frac{1}{3}}$ – озонид калия (степень окисления кислорода $-\frac{1}{3}$).

4.1. Классификация оксидов



1. Основные оксиды – это оксиды металлов в невысокой степени окисления $+1$, $+2$. *Исключение* составляют оксиды BeO , ZnO , SnO , PbO , являющиеся амфотерными.

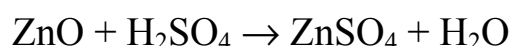
Основными называются оксиды, которые взаимодействуют с кислотами, образуя соли. Основным оксидам отвечают гидроксиды – основания. Например:

Основной оксид
 Ca^{+2}O
 Fe^{+2}O

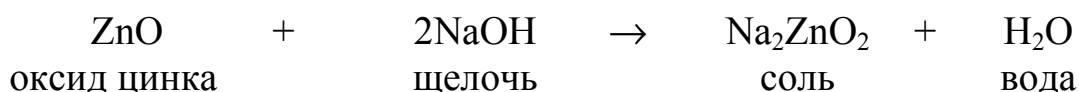
Основание
 $\text{Ca}^{+2}(\text{OH})_2$
 $\text{Fe}^{+2}(\text{OH})_2$

2. Амфотерные оксиды – оксиды металлов в степенях окисления +3, +4 (например, Al_2O_3 , Fe_2O_3 , PbO_2 , SnO_2) и некоторые в степени окисления +2 (BeO , ZnO , SnO , PbO). Границы между основными, амфотерными и кислотными оксидами металлов приблизительны.

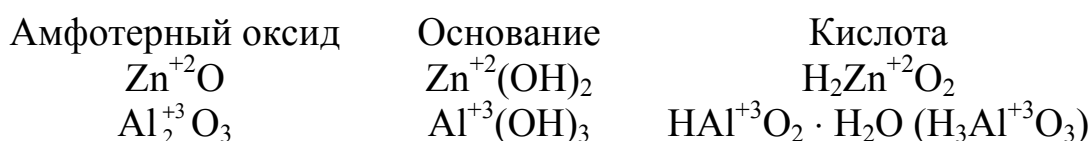
Амфотерные оксиды взаимодействуют как с кислотами, так и с основаниями (щелочами, растворимыми в воде основаниями), образуя соли. Например, амфотерный оксид цинка ZnO подобно основным оксидам взаимодействует с кислотой:



Подобно кислотным оксидам оксид цинка реагирует со щелочью:



Амфотерным оксидам соответствуют гидроксиды, проявляющие как свойства кислот, так и свойства оснований. Например:



3. Кислотные оксиды – оксиды неметаллов (кроме несолеобразующих оксидов) в любой степени окисления и оксиды металлов в высоких степенях окисления (+5 и выше).

Кислотными называют оксиды, которые взаимодействуют со щелочами, образуя соли. Кислотным оксидам отвечают гидроксиды – кислоты. Например:



Чем более выражены неметаллические свойства элемента, тем более кислотный характер проявляет его оксид:



Если элемент проявляет разные степени окисления и образует несколько оксидов, то чем выше степень окисления элемента, тем более кислотный характер будет проявлять этот оксид:

MnO	MnO_2	Mn_2O_7
основный	амфотерный	кислотный

4.2. Номенклатура оксидов

Названия оксидов составляются по общим правилам международной номенклатуры бинарных соединений.

Название соединения любого элемента с кислородом (кроме фтора) состоит из слова оксид и названия элемента в родительном падеже. Переменная степень окисления указывается в скобках. Название также можно составлять, используя числовые приставки. Такие названия применяют для оксидов, содержащих атомы электроположительных элементов в нехарактерных степенях окисления:

FeO – оксид железа(II);
 Fe_2O_3 – оксид железа(III), триоксид дижелеза;
 CO_2 – оксид углерода(IV), диоксид углерода;
 SO_3 – оксид серы(VI), триоксид серы;
 N_2O_5 – оксид азота(V), пентаоксид диазота;
 N_2O – оксид азота(I), оксид диазота;
 C_3O_2 – диоксид триуглерода;
 Ti_3O – оксид трититана.

Для некоторых оксидов часто употребляют исторически сложившиеся бессистемные *тривиальные* названия:

CO – угарный газ;
 CaO – негашеная известь;
 SO_2 – сернистый газ;
 CO_2 – углекислый газ.

Кислотные оксиды называют также **ангидридами** кислот, поэтому в случае кислотных оксидов их названия можно легко получить от названия соответствующей кислоты с добавлением слова «ангидрид», например:

CO_2 – угольный ангидрид (H_2CO_3 – угольная кислота);
 SO_3 – серный ангидрид (H_2SO_4 – серная кислота).

Оксиды, в состав которых входят два разных металлических элемента, называют *двойными* оксидами, металлические элементы в названии указывают через дефис:

$(\text{CaTi})\text{O}_3$ – триоксид титана-кальция.

Ряд двойных оксидов, имеющих состав $(\text{M}^{\text{II}}\text{M}_2^{\text{III}})\text{O}_4$ или $(\text{M}_2^{\text{II}}\text{M}^{\text{IV}})\text{O}_4$, носит групповое название *шпинели*:

$(\text{MgAl}_2)\text{O}_4$ – тетраоксид диалюминия-магния;

$\{(\text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}_2^{\text{III}})\text{O}_4$ – тетраоксид дижелеза(III)-железа(II);

Fe_3O_4 – тетраоксид трижелеза;

$\{(\text{Pb}_2^{\text{II}}\text{Pb}^{\text{IV}})\text{O}_4$ – тетраоксид свинца(IV)-дисвинца(II);

Pb_3O_4 – тетраоксид трисвинца.

4.3. Физические свойства оксидов

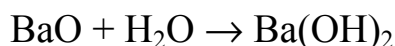
Основные оксиды – твердые тугоплавкие вещества. Химическая связь в таких оксидах близка к ионной – они образуют кристаллическую решетку ионного типа.

Амфотерные оксиды – твердые тугоплавкие вещества. Как правило, в них сочетается ионная и ковалентная связь.

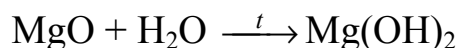
Кислотные оксиды могут быть при обычных условиях газообразными веществами (CO_2 , SO_2), жидкостями (Cl_2O_7 , Mn_2O_7) и твердыми веществами (N_2O_5 , P_2O_5). Твердые кислотные оксиды являются относительно легкоплавкими и летучими веществами. Это связано с тем, что типичные кислотные оксиды в твердом состоянии имеют молекулярную структуру. Кислотные оксиды, имеющие атомную кристаллическую решетку (SiO_2 , B_2O_3), относительно тугоплавки и нелетучи.

4.4. Химические свойства оксидов

1. Взаимодействие с водой. Основные оксиды с водой образуют основания, но при обычных условиях с водой взаимодействуют лишь оксиды щелочных (Li_2O , Na_2O , K_2O , Rb_2O , Cs_2O , Fr_2O) и щелочноземельных металлов (CaO , SrO , BaO , RaO):



Оксид магния реагирует с водой лишь при нагревании:



Оксиды, которым соответствуют нерастворимые основания, в воде не растворяются и не взаимодействуют с ней.

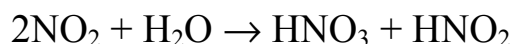
Амфотерные оксиды в воде не растворяются и не взаимодействуют с ней.

Кислотные оксиды (ангидриды) с водой образуют соответствующие кислоты:

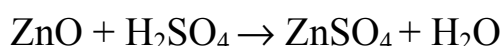
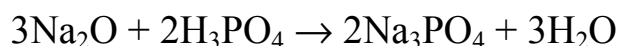


Большинство кислотных оксидов реагирует с водой; оксиды, которым соответствуют нерастворимые кислоты (например, оксид кремния(IV)), с водой непосредственно не взаимодействуют.

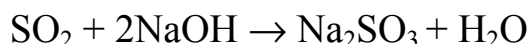
Существуют кислотные оксиды, способные при взаимодействии с водой образовывать две кислоты, например NO_2 :



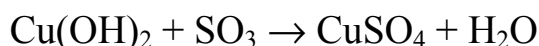
2. Взаимодействие с кислотами. Основные и амфотерные оксиды реагируют с кислотами, образуя соль и воду:



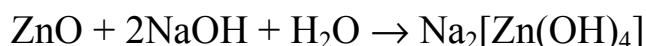
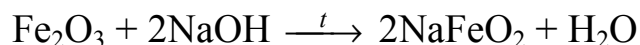
3. Взаимодействие со щелочами. Кислотные оксиды реагируют со щелочами, образуя соль и воду:



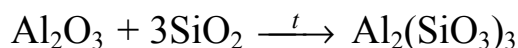
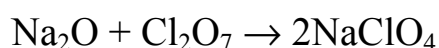
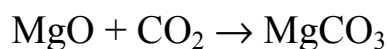
Иногда такие реакции протекают при комнатной температуре очень медленно, например в случае оксида кремния(IV). Медленно идут реакции кислотных оксидов с малорастворимыми основаниями:



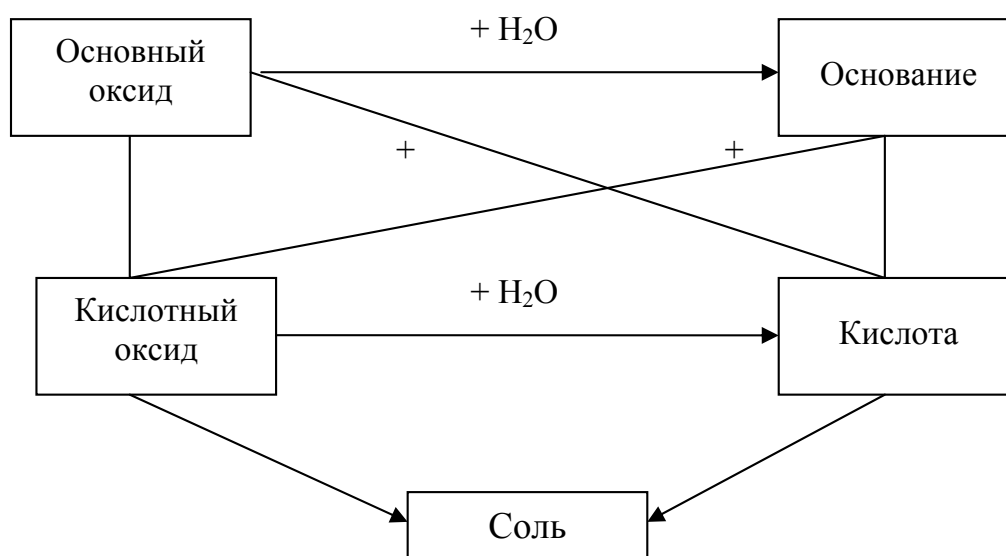
Реакции с амфотерными оксидами, как правило, осуществляют либо при сплавлении, либо в концентрированных растворах щелочей:



4. Взаимодействие основных и амфотерных оксидов с кислотными оксидами. Основные и амфотерные оксиды взаимодействуют с кислотными оксидами, образуя соли:

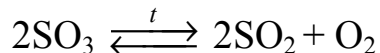
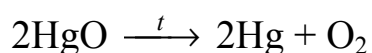


Кислотно-основные взаимодействия оксидов можно проиллюстрировать схемой:

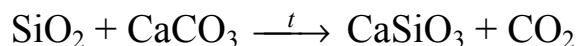


5. Специфические свойства оксидов:

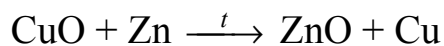
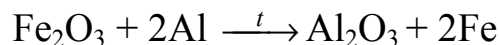
1) некоторые оксиды разлагаются при нагревании. Оксиды металлов, расположенных в электрохимическом ряду за медью, оксиды неметаллов в высшей степени окисления разлагаются при нагревании:

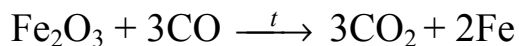
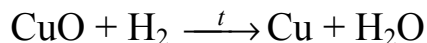
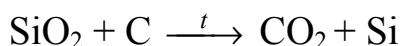
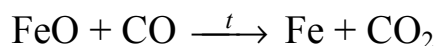
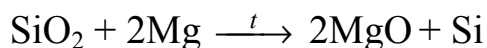


2) некоторые оксиды при нагревании реагируют с солями:

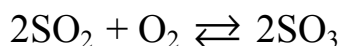
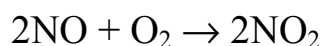
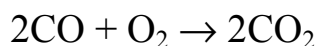


3) при нагревании некоторые оксиды легко восстанавливаются при слабом нагревании различными восстановителями (активными металлами (Al, Mg, Zn), углеродом, водородом, CO):

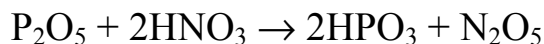
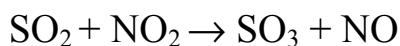
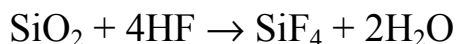




4) если элемент имеет переменную степень окисления, то его оксиды с низкими степенями окисления могут окисляться:



5) некоторые кислотные оксиды реагируют с кислотами (кислотными оксидами):



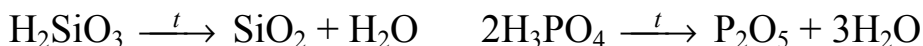
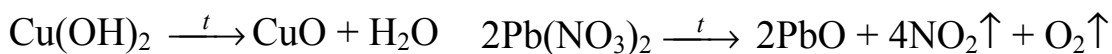
4.5. Получение оксидов

1. Оксиды можно получать **реакцией соединения простого вещества с кислородом**, протекающей, как правило, при нагревании:

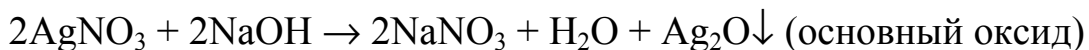
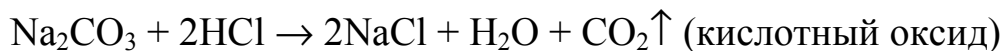


Оксиды некоторых элементов, например хлора, нельзя получить непосредственно соединением с кислородом; такие оксиды получают косвенным путем через другие соединения этих элементов.

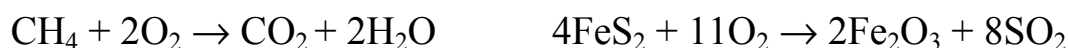
2. Многие оксиды можно получить **термическим разложением соответствующих кислот, оснований**, а также неустойчивых при нагревании **солей**, например:



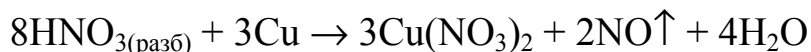
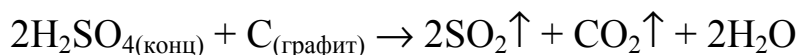
3. Если ангидриду соответствует неустойчивая кислота или основному оксиду – неустойчивое основание, оказывается возможным получить оксид **действием кислоты или щелочи на соответствующую соль**. При этом оксид является продуктом разложения соответствующего неустойчивого соединения – кислоты или основания:



4. В некоторых случаях оксиды образуются **при окислении кислородом сложных веществ**:



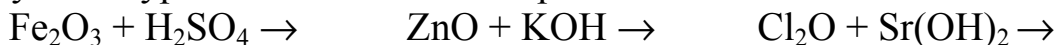
5. Оксиды образуются **при восстановлении кислот-окислителей металлами и неметаллами**:



Задания для самостоятельной работы по разделу «Оксиды»

1. Какие соединения называются оксидами? Как они классифицируются? Выбрать солеобразующие оксиды из перечня: N_2O_3 , CaO , NO , CO , B_2O_3 , CrO_3 , Fe_2O_3 , Na_2O .

2. Какие оксиды относятся к солеобразующим? Закончить следующие уравнения химических реакций:

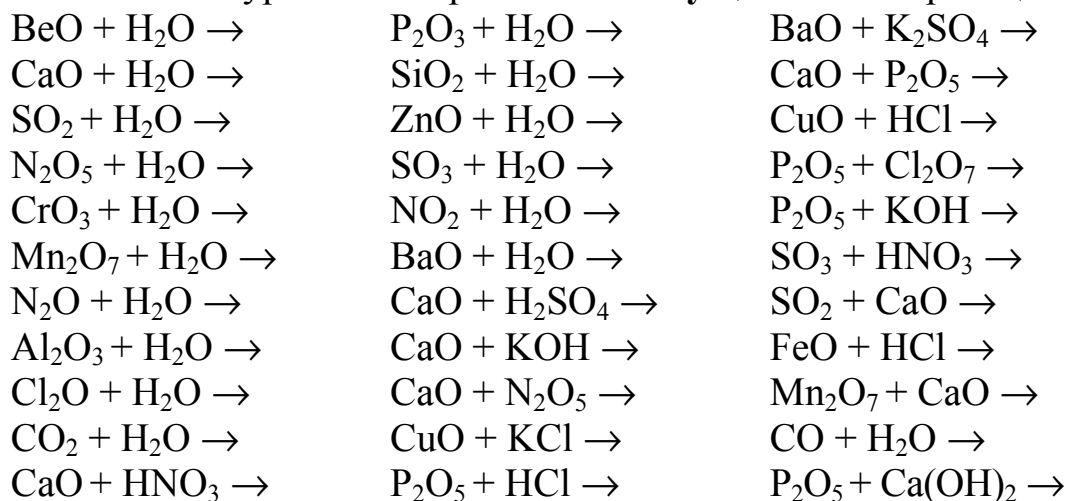


3. Хром образует оксиды в степенях окисления +2, +3, +6. Написать молекулярные формулы оксидов. Как изменяются кислотно-основные свойства оксидов в зависимости от степени окисления хрома? Написать уравнения реакций, характеризующих их свойства.

4. Написать формулы оксидов, указать их характер (кислотный, основной, амфотерный). Какие гидроксиды соответствуют указанным оксидам: оксид серы(IV), оксид азота(III), оксид серы(VI), оксид азота(V), оксид фосфора(V), оксид железа(III), оксид хлора(VII), оксид марганца(VI), оксид марганца(VII)?

5. Написать формулы оксидов, указать их характер (кислотный, основной, амфотерный), растворимость в воде. Какие гидроксиды соответствуют указанным оксидам: оксид калия, оксид кремния(IV), оксид хлора(I), оксид алюминия, оксид кальция, оксид марганца(II), оксид хрома(III), оксид железа(II), оксид хрома(VI), оксид натрия?

6. Составить уравнения практически **осуществимых** реакций:



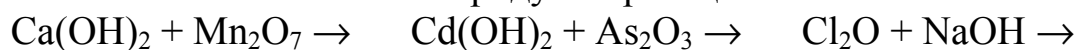
7. Из приведенных оксидов указать формулы кислотных оксидов: SiO_2 , NO_2 , CO , CrO_3 , Mn_2O_7 , SO_2 , Al_2O_3 , P_2O_3 , P_2O_5 , MnO_3 , N_2O_3 , MnO_2 .

8. Как изменяются кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов элементов в периоде? Составить формулы оксидов и гидроксидов элементов третьего периода периодической системы, отвечающих их высшей степени окисления. Проследить характер изменения свойств этих соединений при переходе от оксида натрия к оксиду хлора(VII).

9. Написать уравнения реакций, в которых проявляется кислотный характер оксидов: B_2O_3 , CrO_3 , N_2O_3 , Cl_2O_7 , As_2O_5 .

10. Написать формулы и названия кислот, соответствующих следующим кислотным оксидам: CO_2 , P_2O_5 , Mn_2O_7 , CrO_3 , SiO_2 , V_2O_5 , Cl_2O , Cl_2O_7 .

11. Написать возможные продукты реакций:



12. Написать уравнения реакций, характеризующих амфотерные свойства оксида бериллия, оксида хрома(III).

13. Написать уравнения реакций, характеризующих амфотерные свойства оксида олова(II), оксида алюминия.

14. Какие из оксидов: N_2O_5 , Al_2O_3 , SO_2 , I_2O_5 , CaO , CO_2 , MgO могут взаимодействовать с основаниями? Написать уравнения реакций их взаимодействия с гидроксидом бария.

5. ОСНОВАНИЯ

Основаниями называются соединения, состоящие из атомов металла, связанных с одной или несколькими гидроксогруппами OH^- , например NaOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

Отдельное место занимает неорганическое соединение NH_4OH или $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (более точно его состав передается формулой $\text{NH}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$). В составе этого соединения группа атомов NH_4^+ (катион аммония) играет такую же роль, как однозарядный катион металла.

5.1. Классификация оснований

1. По растворимости в воде. Все основания делятся на две группы: хорошо растворимые в воде и малорастворимые в воде (их условно называют нерастворимыми). Растворимые в воде сильные основания называются **щелочами**. Это гидроксиды щелочных (Li , Na , K , Rb , Cs , Fr) и щелочноземельных (Ca , Sr , Ba , Ra) металлов. Растворы щелочей мыльные на ощупь, разъедают кожу и ткани, поэтому их называют **едкими щелочами**. Для некоторых щелочей до сих пор употребляются старинные названия, такие, как NaOH – едкий натр, KOH – едкое кали, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – гашеная известь, $\text{Ba}(\text{OH})_2$ – едкий барит. Растворимым, но слабым основанием является раствор аммиака.

2. По кислотности. Кислотность оснований определяют по числу гидроксогрупп, связанных с металлом.

Однокислотным называют основание, 1 моль которого нейтрализует 1 моль одноосновной кислоты (содержит одну гидроксогруппу OH^-), например NaOH .

Двухкислотным называют основание, 1 моль которого нейтрализует 2 моля одноосновной кислоты (содержит две гидроксогруппы OH^-), например $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

Трехкислотным называют основание, 1 моль которого нейтрализует 3 моля одноосновной кислоты (содержит три гидроксогруппы OH^-), например $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

3. По силе: сильные электролиты – **щелочи**, в водных растворах практически полностью распадаются на катионы металла и

гидроксид-анионы OH^- ; слабые электролиты – *малорастворимые основания*, в водных растворах диссоциируют незначительно, обратимо и ступенчато.

4. Амфотерными называют гидроксиды, проявляющие как основные, так и кислотные свойства, т. е. реагирующие, соответственно, как с кислотами, так и со щелочами. Амфотерному оксиду соответствует амфотерный гидроксид. Например, амфотерному оксиду ZnO соответствует амфотерный гидроксид Zn(OH)_2 , а амфотерному оксиду Al_2O_3 – амфотерный гидроксид Al(OH)_3 .

Чтобы правильно составить формулу образующейся соли, следует написать формулу амфотерного гидроксида так, как обычно записывается формула кислоты, и отсюда найти формулу соответствующего кислотного остатка. Например, в случае соединений цинка и алюминия надо мысленно проделать следующие логические переходы:

Амфотерный оксид	\Rightarrow	Форма основания	\Rightarrow	Форма кислоты	\Rightarrow	Соль
ZnO		Zn(OH)_2		H_2ZnO_2		K_2ZnO_2
Al_2O_3		Al(OH)_3	H_3AlO_3	$\xrightarrow{-\text{H}_2\text{O}}$	HAlO_2	NaAlO_2
			орто- форма		мета- форма	

Следует обратить внимание, что в случае алюминия кислота теряет одну молекулу воды, т. е. образовавшаяся соль соответствует не ортоалюминиевой кислоте H_3AlO_3 , а метаалюминиевой HAlO_2 .

Приведенные примеры могут служить моделью для составления уравнений реакции взаимодействия со щелочью других амфотерных оксидов и гидроксидов, образованных металлами в степени окисления +2 или +3.

Амфотерные гидроксиды практически не растворимы в воде, поэтому соответствующие им амфотерные оксиды с водой не взаимодействуют. Как основные, так и кислотные свойства этих гидроксидов выражены слабо, т. е. они являются слабыми основаниями и слабыми кислотами одновременно.

Амфотерными свойствами обладает гораздо большее число оксидов и гидроксидов, чем наиболее часто упоминаемые в учебных пособиях ZnO и Zn(OH)_2 , Al_2O_3 и Al(OH)_3 , Cr_2O_3 и Cr(OH)_3 . Оксиды и гидроксиды цинка, алюминия и хрома(III) – это лишь

типичные примеры того, когда и основные, и кислотные свойства проявляются в соизмеримой степени. Амфотерными свойствами обладают также оксиды и гидроксиды бериллия, олова(II, IV), свинца(II, IV) и некоторые др.

5.2. Номенклатура оснований

Название основания образуется из слова гидроксид и названия металла в родительном падеже, причем для металла с переменной степенью окисления указывается степень окисления. Например, NaOH – гидроксид натрия, но $\text{Fe}^{+3}(\text{OH})_3$ – гидроксид железа(III).

Следует иметь в виду, что термин гидроксид (или гидрат оксида) иногда употребляют в более широком смысле, понимая под этим вещество, формально являющееся продуктом реакции соединения оксида с водой, т. е. по отношению как к основаниям, так и к кислотам.

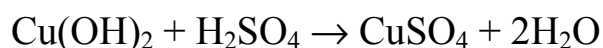
5.3. Физические свойства оснований

При комнатной температуре все основания – твердые вещества. *Исключение* составляет только одно основание – гидроксид аммония NH_4OH , который представляет собой водный раствор аммиака и в свободном виде не существует. Чаще всего его представляют в виде гидратной формы $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

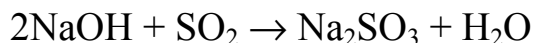
5.4. Химические свойства оснований

1. Отношение к индикаторам. Растворимые основания – *щелочи* – изменяют цвет индикаторов: лакмуса – в синий; фенолфталеина – в малиновый; метилоранжа – в желтый.

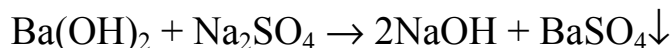
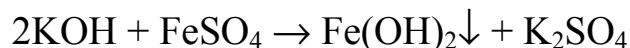
2. Взаимодействие с кислотами. Все основания взаимодействуют с кислотами, образуя соль и воду. Эта реакция является реакцией *нейтрализации*:



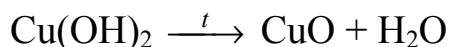
3. Взаимодействие с кислотными оксидами (ангидридами кислот). Основания взаимодействуют с кислотными оксидами с образованием соли и воды:



4. Взаимодействие с солями. Растворимые основания реагируют с растворимыми солями, образуя новое основание и новую соль, при этом один из продуктов реакции обязательно должен выделяться в виде осадка:

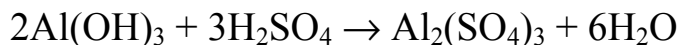
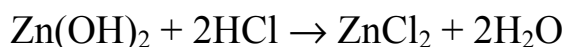


5. Разложение оснований при нагревании. Большинство оснований при нагревании разлагаются на оксид (основный) и воду:

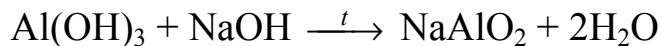
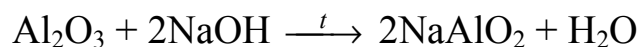
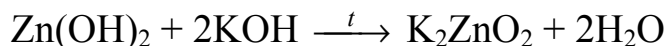
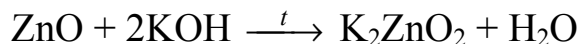


Основания, образованные щелочными металлами, плавятся без разложения (исключение – LiOH). Их разложение возможно лишь при очень высоких температурах.

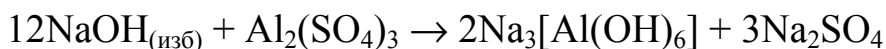
6. Свойства амфотерных гидроксидов. Проявляя основные свойства, амфотерные гидроксиды реагируют с кислотами, образуя соль и воду, например:



Проявляя кислотные свойства, они реагируют со щелочами, также образуя соль и воду, например:

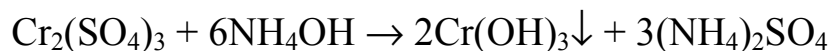


Амфотерные гидроксиды растворяются в растворах щелочей, поэтому для получения амфотерных гидроксидов по обменной реакции между солью и щелочью нельзя брать избыток щелочи, так как это приведет к растворению в ней амфотерного гидроксида:



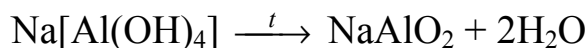
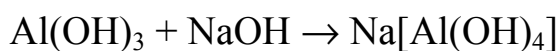
Чтобы этого не произошло, иногда бывает достаточно вместо гидроксида натрия взять раствор аммиака, в котором амфотерные

гидроксиды с очень слабыми кислотными свойствами не растворяются:



В химической литературе обычно приводятся разные формулы соединений, образующихся при растворении гидроксида алюминия в щелочи: NaAlO_2 , $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ и $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$. Здесь нет противоречия, так как различие формул связано с разной степенью гидратации этих соединений и разным количеством щелочи, участвующей в реакции.

Разные гидратные формы соединений находятся в растворе в равновесии, причем по мере концентрирования раствора равновесие смещается в сторону менее гидратированных форм соединений. Так, если в растворах алюминатов щелочных металлов присутствует ион $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$ (в свою очередь гидратированный), то в безводном состоянии алюминаты содержат ион AlO_2^- , т. е. при растворении гидроксида алюминия в растворе NaOH образуется тетрагидроксоалюминат натрия $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$, а при обезвоживании последнего – метаалюминат натрия NaAlO_2 :

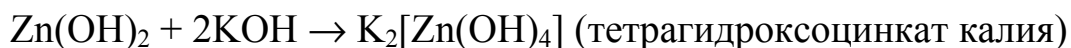
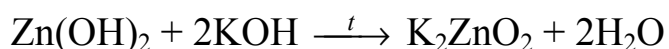


Метаалюминаты образуются также при сплавлении оксида алюминия со щелочами.

В присутствии избытка щелочи образуется гексагидроксоалюминат натрия:



Аналогичным образом реакцию гидроксида цинка со щелочью можно записать двумя способами:

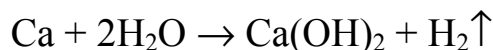
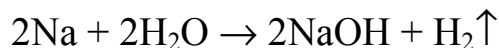


Рассмотренные примеры могут служить моделью для предсказания возможных форм соединений, которые образуются при действии щелочи на амфотерный оксид или гидроксид, $\text{Al}(\text{OH})_3$ – модель для металлов в степени окисления (+3), $\text{Zn}(\text{OH})_2$ – для металлов в степени окисления (+2).

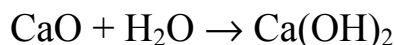
5.5. Получение оснований

1. Получение щелочей:

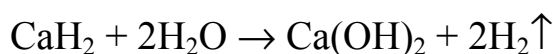
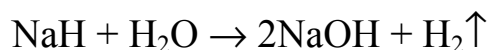
1) взаимодействие наиболее активных (щелочных и щелочно-земельных) металлов с водой с образованием щелочи и выделением водорода:



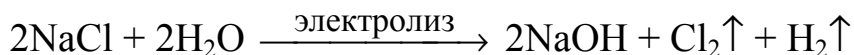
2) взаимодействие оксидов щелочных и щелочноземельных металлов с водой, в результате взаимодействия образуется щелочь:



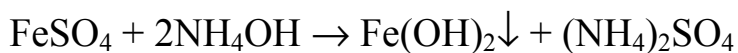
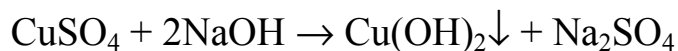
3) взаимодействие гидридов активных металлов с водой с образованием щелочи и выделением водорода:



4) электролиз водных растворов хлоридов щелочных металлов с образованием щелочи:



2. Получение нерастворимых оснований. Нерастворимые основания получают действием растворимого основания на раствор соли:



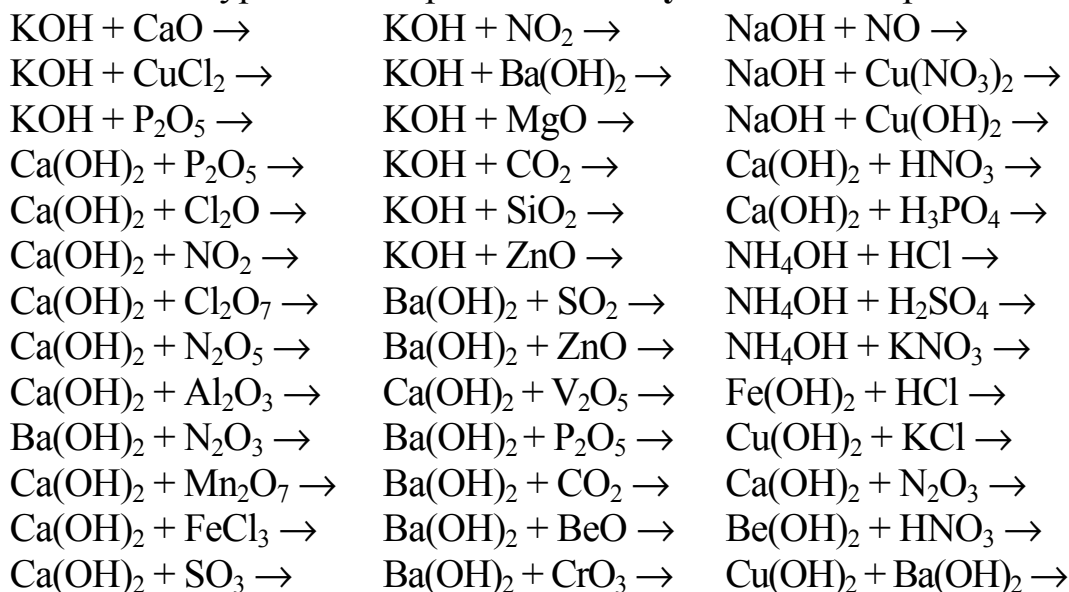
Задания
для самостоятельной работы
по разделу «Основания»

1. Какие соединения называются основаниями? Привести уравнения реакций получения гидроксида калия, гидроксида железа(III).

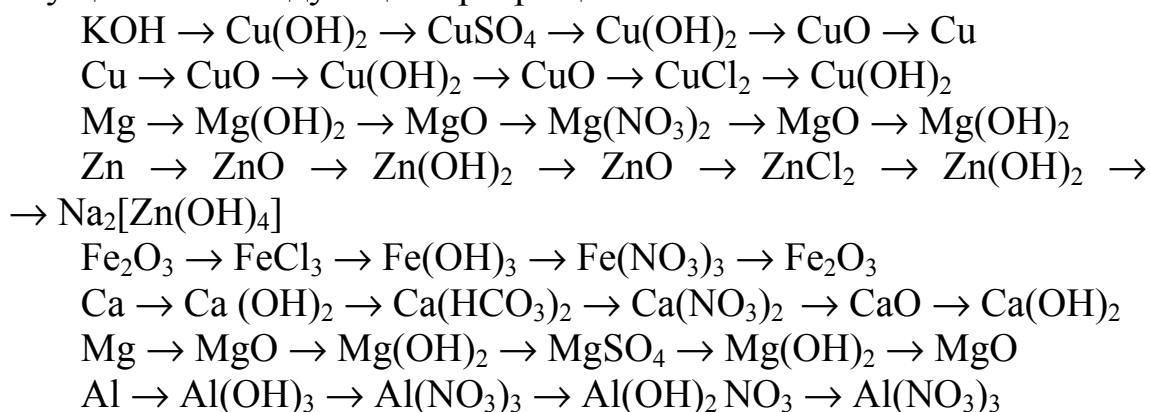
2. Написать уравнения реакций, характеризующих химические свойства гидроксида магния.

3. Из приведенных оснований выбрать щелочи, амфотерные гидроксиды, указать кислотность оснований: гидроксид калия, гидроксид железа(II), гидроксид натрия, гидроксид бария, гидроксид аммония, гидроксид алюминия, гидроксид железа(III), гидроксид бериллия, гидроксид цинка, гидроксид хрома(III), гидроксид рубидия, гидроксид марганца(II), гидроксид олова(II), гидроксид свинца(II), гидроксид кобальта(II), гидроксид олова(IV), гидроксид рубидия.

4. Записать уравнения практически осуществимых реакций:



5. Написать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



6. КИСЛОТЫ

Кислотами называются сложные вещества, которые состоят из атомов водорода, способных замещаться атомами металла, а также атомов или групп атомов, называемых **кислотными остатками**.

С позиции теории электролитической диссоциации **кислоты** – это электролиты, диссоциирующие в водных растворах с отщеплением ионов водорода (H^+).

6.1. Классификация кислот

1. По составу: бескислородные (HCl , H_2S) и кислородсодержащие (H_2SO_4 , H_2SO_3).

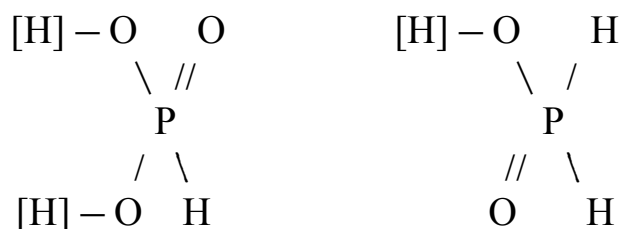
2. По основности: одноосновные (HNO_3 , HCl , CH_3COOH); многоосновные (двухосновные H_2SO_4 , H_2CO_3 ; трехосновные H_3PO_4 и т. д.).

Основность кислоты определяют по числу атомов водорода в кислоте, способных замещаться на атомы металла.

Одноосновными называют кислоты, 1 моль которых нейтрализует 1 моль однокислотного основания.

Двухосновными называют кислоты, 1 моль которых нейтрализует 2 моля однокислотного основания.

Основность кислоты может не совпадать с числом атомов водорода в ее молекуле, так как не все атомы водорода способны замещаться металлом. Так, в молекуле уксусной кислоты CH_3COOH только один атом водорода может замещаться металлом, поэтому уксусная кислота одноосновна; фосфористая кислота H_3PO_3 двухосновна (только два атома водорода замещаются металлом), а фосфорноватистая H_3PO_2 – одноосновна (замещается металлом только один атом водорода, соединенный с фосфором через кислород). Это становится понятным из графических формул соответствующих кислот:



3. По силе: сильные электролиты – в водных растворах диссоциируют практически полностью (H_2SO_4 , HNO_3 , HCl , HBr , HI , HClO_4 , HClO_3 , HMnO_4 , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$); слабые электролиты – в водных растворах диссоциируют частично, обратимо и ступенчато (H_2SO_3 , H_2CO_3 , HClO , CH_3COOH и др.).

4. По устойчивости: устойчивые (H_2SO_4) и неустойчивые (H_2CO_3 , H_2SO_3), распадающиеся в момент образования на оксид и воду.

5. По летучести: летучие (H_2S , HCl) и нелетучие (H_2SO_4).

6. По растворимости в воде: растворимые (H_2SO_4) и нерастворимые (H_4SiO_4).

6.2. Номенклатура кислот

Бескислородные кислоты называются по соответствующим водородным соединениям:

$\text{HCl}_{(\text{газ})}$ – хлороводород; $\text{HCl}_{(\text{р-р})}$ – хлороводородная кислота;

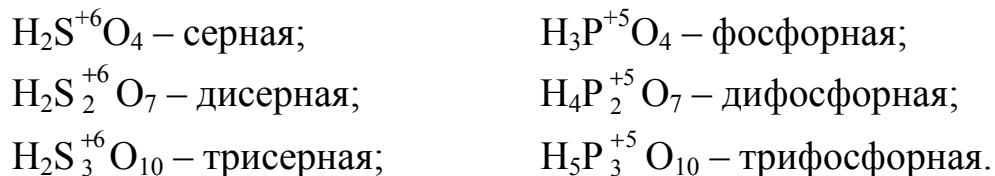
$\text{H}_2\text{Se}_{(\text{газ})}$ – селеноводород; $\text{H}_2\text{Se}_{(\text{р-р})}$ – селеноводородная кислота.

Для некоторых кислот употребляют также исторически сложившиеся названия, не связанные с какой-либо строгой системой. Например: HCN – синильная кислота, HCl – соляная кислота, HF – плавиковая кислота.

Название **кислородсодержащей кислоты** производят от названия образующего ее элемента, причем, если данный элемент образует несколько кислот, в которых проявляет разные степени окисления, то в названиях этих кислот используют разные суффиксы. Названия кислот, соответствующих высшей степени окисления элемента, содержат суффикс «-н» или «-ов»: H_2SO_4 – серная, H_3AsO_4 – мышьяковая. В названии кислот, в которых элемент имеет меньшую степень окисления, добавляют суффикс «-ист»: H_2SO_3 – сернистая, H_3AsO_3 – мышьяковистая.

Если данный элемент образует несколько кислот, в которых проявляет одинаковую степень окисления, но отличающихся по содержанию воды, то кислота с минимальным ее содержанием называется с приставкой **мета-**, а с максимальной – с приставкой **орто-**, например: H_2SiO_3 – метакремневая кислота, H_4SiO_4 – ортокремневая кислота. Многие мета-формы кислоты полимерны: $(\text{HPO}_3)_n$ – полиметафосфорная кислота.

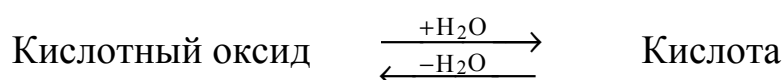
В случае образования данным элементом нескольких кислот, в кислотном остатке которых содержатся два, три и более атомов элемента, кислоты называются с числительными приставками ди-, три-, тетра- и т. д. Например:



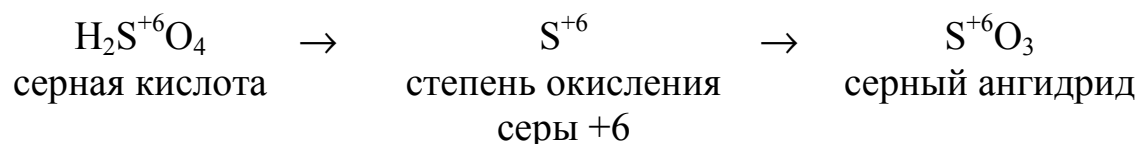
Эти ряды кислот можно продолжить добавляя к каждой предыдущей форме кислоты гомологическую разность: для ряда серных кислот – $[\text{SO}_3]$, для ряда фосфорных кислот – $[\text{HPO}_3]$.

Названия наиболее часто встречающихся на практике кислот и соответствующих им кислотных остатков приведены в табл. 1.

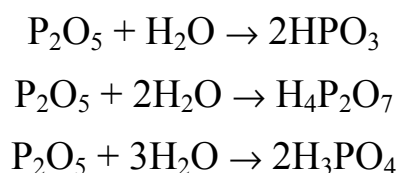
Ангидриды кислот – это оксиды, соответствующие кислородсодержащим кислотам. Соотношение между ангидридом и кислотой можно выразить следующей схемой:



Степень окисления элемента в оксиде и соответствующей ему кислоте одна и та же, поэтому формулу ангидрида легко установить по степени окисления этого элемента в кислоте. Например, в случае серной кислоты H_2SO_4 нетрудно подсчитать степень окисления серы (+6), а затем составить формулу оксида серы(VI) – серного ангидрида.



Чтобы исходя из формулы ангидрида получить формулу кислоты, надо (теоретически) к ангидриду прибавить воду. При этом в зависимости от соотношения числа молекул ангидрида и воды можно получить формулы разных кислот. Так, прибавляя к фосфорному ангидриду P_2O_5 одну, две или три молекулы воды, можно получить, соответственно, фосфорные кислоты: HPO_3 (существует в виде полимеров), $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ и H_3PO_4 :



Однако в общем случае часто нельзя заранее предсказать, какие именно из полученных таким образом формул отвечают реально устойчивым веществам. Например, в случае азота (N^{+5}) устойчивой оказывается только одна форма кислоты – азотная кислота HNO_3 .

Таблица 1

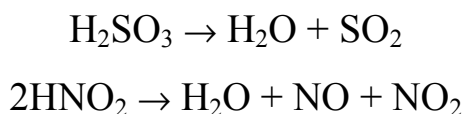
**Названия наиболее часто встречающихся на практике кислот
и соответствующих им кислотных остатков**

Кислота		Кислотный остаток	
Формула	Название	Формула	Название
HF	Фтороводородная (плавиковая)	F^-	Фторид
HCl	Хлороводородная (соляная)	Cl^-	Хлорид
HBr	Бромоводородная	Br^-	Бромид
HI	Иодоводородная	I^-	Иодид
HCN	Циановодородная (синильная)	CN^-	Цианид
$HClO_4$	Хлорная	ClO_4^-	Перхлорат
$HClO_3$	Хлорноватая	ClO_3^-	Хлорат
$HClO_2$	Хлористая	ClO_2^-	Хлорит
$HClO$	Хлорноватистая	ClO^-	Гипохлорит
$HMnO_4$	Марганцевая	MnO_4^-	Перманганат
H_2MnO_4	Марганцовистая	MnO_4^{2-}	Манганат
H_2S	Сероводородная	HS^-	Гидросульфид
		S^{2-}	Сульфид
H_2SO_4	Серная	HSO_4^-	Гидросульфат
		SO_4^{2-}	Сульфат
$H_2S_2O_7$	Дисерная	$S_2O_7^{2-}$	Дисульфат
H_2SO_3	Сернистая	HSO_3^-	Гидросульфит
		SO_3^{2-}	Сульфит
$H_2S_2O_3$	Тиосерная	$S_2O_3^{2-}$	Тиосульфат
H_2CrO_4	Хромовая	$HCrO_4^-$	Гидрохромат
		CrO_4^{2-}	Хромат
$H_2Cr_2O_7$	Дихромовая (двуххромовая)	$HCr_2O_7^-$	Гидродихромат
		$Cr_2O_7^{2-}$	Дихромат
$HCrO_2$	Метахромистая	CrO_2^-	Метахромит (хромит)

Кислота		Кислотный остаток	
Формула	Название	Формула	Название
HNO_3	Азотная	NO_3^-	Нитрат
HNO_2	Азотистая	NO_2^-	Нитрит
HPO_3	Метафосфорная	PO_3^-	Метафосфат
H_3PO_4	Ортофосфорная (фосфорная)	H_2PO_4^-	Дигидроортофосфат
		HPO_4^{2-}	Гидроортофосфат
		PO_4^{3-}	Ортофосфат (фосфат)
$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	Дифосфорная (пирофосфорная)	$\text{H}_3\text{P}_2\text{O}_7^-$	Тригидродифосфат
		$\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7^{2-}$	Дигидродифосфат
		$\text{HP}_2\text{O}_7^{3-}$	Гидродифосфат
		$\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$	Дифосфат (пирофосфат)
H_3PO_3	Фосфористая	PO_3H^{2-}	Фосфит
H_3PO_2	Фосфорноватистая	PO_2H_2^-	Гипофосфит
H_2CO_3	Угольная	HCO_3^-	Гидрокарбонат
		CO_3^{2-}	Карбонат
H_2SiO_3	Метакремниевая (кремниевая)	HSiO_3^-	Гидросиликат
		SiO_3^{2-}	Силикат
H_4SiO_4	Ортокремниевая	SiO_4^{4-}	Ортосиликат
H_2SnO_3	Оловянная	SnO_3^{2-}	Станнат
H_2SnO_2	—	SnO_2^{2-}	Станнит
H_2PbO_3	—	PbO_3^{2-}	Метаплюмбат (плюмбат)
H_4PbO_4	—	PbO_4^{4-}	Ортоплюмбат
H_2PbO_2	—	PbO_2^{2-}	Плюмбит
HBO_2	Метаборная	BO_2^-	Метаборат
H_3BO_3	Ортоборная (борная)	—	—
$\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$	Тетраборная	$\text{B}_4\text{O}_7^{2-}$	Тетраборат
HAlO_2	—	AlO_2^-	Метаалюминат (алюминат)
H_2ZnO_2	—	ZnO_2^{2-}	Цинкат
H_2BeO_2	—	BeO_2^{2-}	Бериллат
H_2FeO_4	—	FeO_4^{2-}	Феррат
HFeO_2	—	FeO_2^-	Метаферрит (феррит)
HCOOH	Метановая (муравьиная)	HCOO^-	Формиат
CH_3COOH	Этановая (уксусная)	CH_3COO^-	Ацетат
$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	Щавелевая	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	Оксалат

6.3. Физические свойства кислот

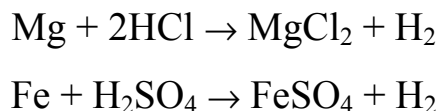
Кислоты при обычных условиях могут быть твердыми (H_3PO_4 , H_3BO_3), жидкими (HNO_3 , H_2SO_4) или растворами газов в воде (HCl , H_2S). Некоторые кислоты, например азотистая HNO_2 , сернистая H_2SO_3 , угольная H_2CO_3 , существуют только в разбавленных растворах; при попытке концентрирования таких растворов они распадаются на ангидрид и воду или продукты разложения ангидрида и воду и, таким образом, не могут быть выделены в чистом виде:



6.4. Химические свойства кислот

1. Отношение к индикаторам. В растворах кислот индикаторы лакмус и метилоранж окрашиваются в красный и розовый цвет соответственно; фенолфталеин в кислой среде бесцветен.

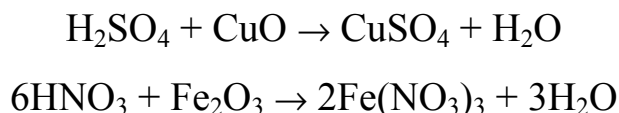
2. Взаимодействие с металлами. Взаимодействие кислот с металлами приводит к образованию соли и выделению водорода:



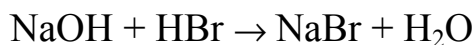
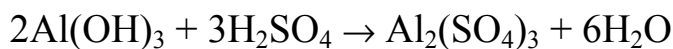
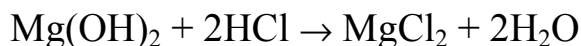
Металлы, стоящие в ряду напряжений (электрохимический ряд металлов) до водорода, могут замещать атомы водорода в кислотах, при этом металл окисляется до низшей устойчивой в водной среде степени окисления (например, железо окисляется до Fe^{2+}).

При действии азотной (в любой концентрации) или концентрированной серной кислоты на металлы также образуются соли, но водород, как правило, не выделяется. Такие процессы обычно рассматривают в разделе «Окислительно-восстановительные реакции».

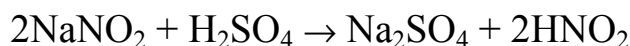
3. Взаимодействие с оксидами. При взаимодействии кислот с основными и амфотерными оксидами образуются соли:



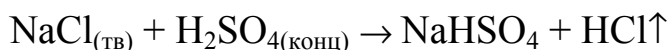
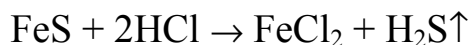
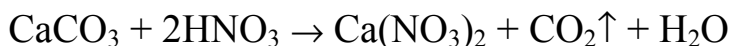
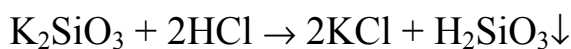
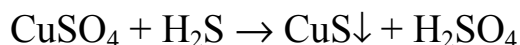
4. Взаимодействие с основаниями. Кислоты взаимодействуют с основаниями (**реакция нейтрализации**), образуя соль и воду:



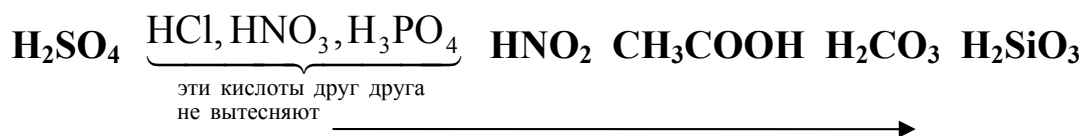
5. Взаимодействие с солями. Кислоты взаимодействуют с солями, образуя новые кислоты (иногда их ангидриды) и новые соли. Реакции кислот с солями могут происходить при определенных условиях. *Например*, так называемые сильные кислоты (H_2SO_4 , HCl , HNO_3 и др.) вытесняют в процессе взаимодействия с солями более слабые кислоты (HNO_2 , H_2CO_3 , H_2S и др.):



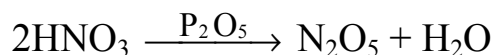
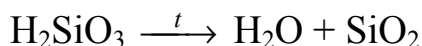
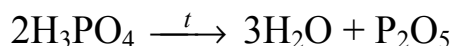
Кроме того, реакция возможна, если в результате ее образуется нерастворимое, разлагающееся или летучее вещество (кислота или ее ангидрид):



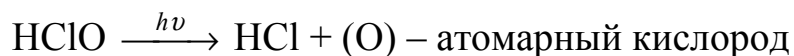
По способности вытеснять другие кислоты из их солей кислоты можно расположить в ряд:



6. Разложение кислот. Кислородсодержащие кислоты могут разлагаться при нагревании или действии на них осушителей (например, P_2O_5) на оксид и воду:

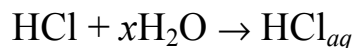
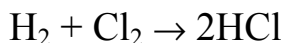


Некоторые кислоты разлагаются при нагревании, действии света и т. д. по более сложным схемам:



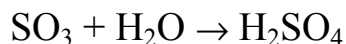
6.5. Получение кислот

1. Только для **бескислородных кислот**: реакция простого вещества с водородом, затем растворение полученного газа в воде:

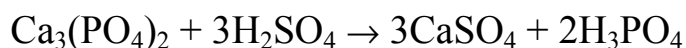
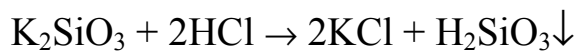
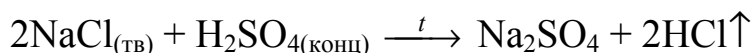
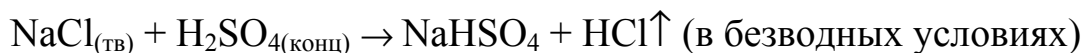


(символ «*aq*» означает, что вещество растворилось или образовало соединение с неопределенным количеством воды).

2. Только для **кислородсодержащих кислот**: взаимодействие ангидрида с водой (если образующаяся кислота растворима в воде):



3. Как для кислородсодержащих, так и для бескислородных кислот: действие сильной кислоты на соль с образованием летучей, малорастворимой или слабой кислоты:



Задания
для самостоятельной работы
по разделу «Кислоты»

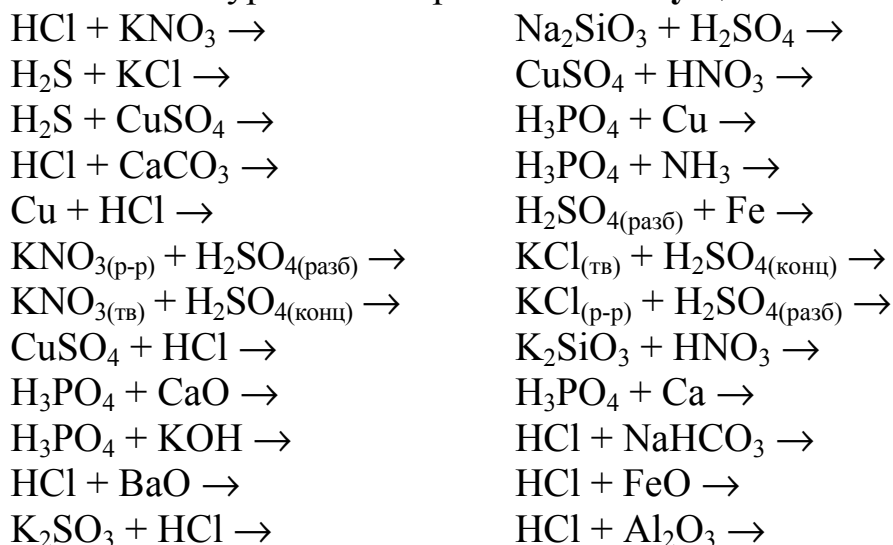
1. Чем определяется основность кислоты? Написать графические формулы следующих кислот: H_2SO_3 , HMnO_4 , H_3AsO_4 , HNO_2 , HPO_3 , H_2WO_4 . Написать формулы оксидов, соответствующих

указанным кислотам. Какие из перечисленных кислот могут образовывать кислые соли?

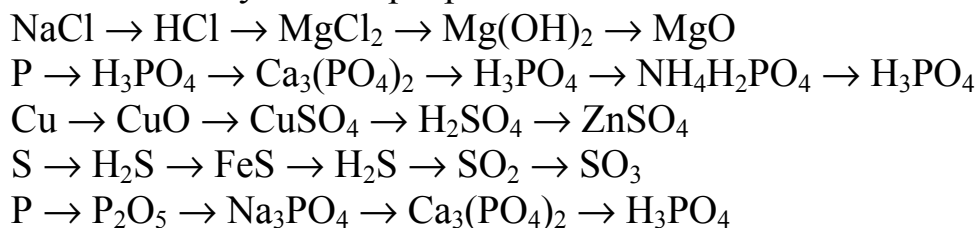
2. Написать молекулярные и графические формулы кислот, соответствующих оксидам: I_2O_5 , SO_2 , Cl_2O , CO_2 , WO_3 . Определить величину заряда кислотного остатка в приведенных кислотах.

3. Написать формулы указанных кислот, отметить сильные кислоты: соляная, серная, азотная, бромоводородная, фтороводородная, уксусная, азотистая, иодоводородная, хромовая, марганцевая, угольная, кремниевая, фосфорная, сернистая, сероводородная, хлорная, хлористая, хлорноватистая, хлорноватая, бромная, фосфористая, фосфорноватистая.

4. Составить уравнения практически осуществимых реакций:



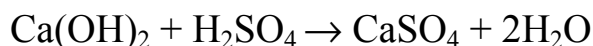
5. Написать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



7. СОЛИ

Солями называются соединения, представляющие собой продукт полного или частичного замещения атомов водорода в кислоте на катионы металла или гидроксогрупп в основании на кислотный остаток.

Соли можно рассматривать как продукты реакции нейтрализации, в которой атомы водорода кислоты и гидроксогруппы основания соединяются, образуя воду, а атомы металла и кислотный остаток дают соль:

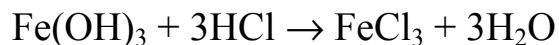
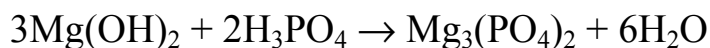


Соли – соединения, состоящие из положительно заряженных ионов – катионов и отрицательно заряженных ионов – анионов. Катионы и анионы могут быть как простыми, так и сложными. Например, простые катионы – Cu^{2+} , Fe^{3+} , Na^+ ; сложные катионы – MgOH^+ , NH_4^+ , Fe(OH)_2^+ , $[\text{Ag(NH}_3)_2]^+$; простые анионы – Cl^- , S^{2-} ; сложные анионы – SO_4^{2-} , HPO_4^{2-} , $\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7^{2-}$, $[\text{Fe(CN)}_6]^{4-}$.

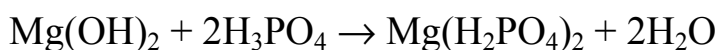
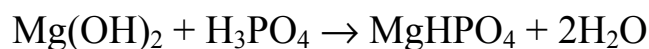
7.1. Классификация солей



Средние соли – продукты полного замещения атомов водорода в кислоте на атомы металла. Например:

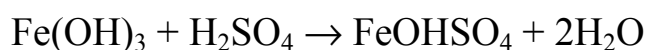
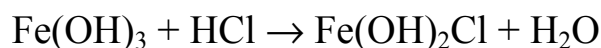


Кислые соли – продукты неполного замещения атомов водорода в кислоте на атомы металла:



Кислые соли могут образовывать только многоосновные кислоты (H_2SO_4 , H_2CO_3 , H_3PO_4 и т. д.).

Основные соли – продукты неполного замещения гидроксогрупп (OH) в основании на кислотные остатки:



Основные соли могут образовывать только многокислотные основания ($\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и т. д.).

Двойные соли – соли, состоящие из двух разных ионов металлов (катионов) и одного кислотного остатка (аниона).

Смешанные соли – соли, состоящие из иона металла (катиона) и двух или более кислотных остатков (анионов).

Комплексные соли рассматриваются в соответствующем разделе химии.

7.2. Номенклатура солей

Названия **средних солей** по международной номенклатуре состоят из латинского названия аниона (кислотного остатка) (см. табл. 1) и названия металла, причем для металлов, проявляющих разные степени окисления, степень окисления указывается (при записи названия – римскими цифрами в скобках).

Для **средних солей бескислородных кислот** названия составляют аналогично названиям бинарных соединений. К корню латинского названия кислотного остатка (аниона) добавляют суффикс «-ид». Например: хлорид, сульфид и т. д.:

AgBr – бромид серебра;
FeCl₂ – хлорид железа(II);

BaS – сульфид бария;
FeCl₃ – хлорид железа(III).

Для солей бескислородных кислот часто употребляют названия, в которых с помощью греческих числительных указано число атомов металла (катионов) и число атомов неметалла (анионов) (в этом случае степень окисления металла не указывается):

Al₂S₃ – **трисульфид диалюминия**; Ca(CN)₂ – **дицианид кальция**;
FeCl₂ – **дихлорид железа**; FeCl₃ – **трихлорид железа**.

Средние соли кислородсодержащих солей называют, используя латинское название элемента в анионе, добавляя к корню суффикс «**-ат**», если образующий кислоту элемент находится в высшей степени окисления, и суффикс «**-ит**», – если в более низкой степени окисления:

Zn(N⁺⁵O₃)₂ – **нитрат** цинка; Zn(N⁺³O₂)₂ – **нитрит** цинка;
Fe₂(S⁺⁶O₄)₃ – **сульфат** железа(III); Na₂S⁺⁴O₃ – **сульфит** натрия.

Анионы (кислотные остатки) элементов VII группы периодической таблицы имеют в названиях солей приставку «**пер-**», если элемент находится в высшей степени окисления. Например:

KCl⁺⁷O₄ – **перхлорат** калия;
KMn⁺⁷O₄ – **перманганат** калия.

Если степень окисления элемента в кислотном остатке понижается, то в названии соли приставка «**пер-**» отбрасывается, а суффикс «**-ат**» сохраняется.

KCl⁺⁵O₃ – **хлорат** калия;
K₂Mn⁺⁶O₄ – **манганат** калия.

При дальнейшем понижении степени окисления элемента в название аниона вводят суффикс «**-ит**»:

KCl⁺³O₂ – **хлорит** калия;
K₂Mn⁺⁴O₃ – **манганит** калия.

Если элемент, образующий анион (кислотный остаток), имеет степень окисления +1, то в его название вводится приставка «**гипо-**»:

KCl⁺¹O – **гипохлорит** калия;
K⁺¹P⁺¹O₂H₂ – **гипофосфит** калия.

Приставки **мета-, орто-, ди-, три-** и т. д. переходят в название аниона из названий кислотных остатков кислот. Например:

NaPO₃ – **метафосфат** натрия;
Na₃PO₄ – **ортофосфат** натрия;
Ca₂P₂O₇ – **дифосфат** кальция.

Для **кристаллогидратов солей** в названиях указывают латинскими числительными количество молей воды, содержащееся в одном моле соли. Например:

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ – сульфат меди(II) **пентагидрат**;

$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – карбонат натрия **декагидрат**.

Старую русскую номенклатуру солей можно встретить в названиях удобрений, химических реактивов и медикаментов (KCl – хлористый калий, CaCl_2 – хлористый кальций).

В практике часто используются исторически сложившиеся тривиальные названия солей, например: NaCl – поваренная соль или каменная соль, KNO_3 , NaNO_3 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ – соответственно калиевая (калийная), натриевая (чилийская) и кальциевая (норвежская) селитра, Na_2CO_3 – кальцинированная сода, $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – кристаллическая сода, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ – медный купорос.

В основе номенклатуры кислых и основных солей лежит номенклатура средних солей. Названия кислых и основных солей составляются следующим образом.

В **кислых солях** перед названием аниона (кислотного остатка) указывают число незамещенных атомов водорода, добавляя приставку «**гидро-**», если анион (кислотный остаток) содержит один незамещенный атом водорода, «**дигидро-**» – если два незамещенных атома водорода и т. д. Например: CaHPO_4 – **гидроортофосфат** кальция, $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ – **дигидроортофосфат** кальция.

В названиях **основных солей** указывают число гидроксогрупп (OH^-) в катионе, которые не замещены на кислотные остатки. К названию катиона добавляют слово **гидроксо-**, если в катионе на один атом металла приходится одна гидроксогруппа, **дигидроксо-** – если две гидроксогруппы и т. д. Например: AlOHSO_4 – сульфат **гидроксоалюминия**, $[\text{Al}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4$ – сульфат **дигидроксоалюминия**.

Двойные соли называют, перечисляя соответствующие катионы (ионы металлов). Например:

KNaCO_3 – карбонат калия натрия;

$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ – сульфат калия алюминия.

Смешанные соли называют по названиям соответствующих кислотных остатков. Например:

MgPO_3F – фторид метафосфат магния;

$\text{Ca}(\text{ClO})\text{Cl}$ (CaCl_2O) – хлоридгипохлорит кальция.

Названия некоторых **комплексных солей** покажем на примерах:

$K[Al(OH)_4]$ – тетрагидроксоалюминат калия;

$Na_3[Cr^{+3}(OH)_6]$ – гексагидроксохромат(III) натрия;

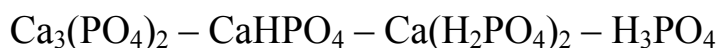
$K_4[Fe^{+2}(CN)_6]$ – гексацианоферрат(II) калия.

Оксосоли – соли, которые содержат катионы типа AlO^+ – алюмин, BiO^+ – висмут, VO^+ – ванадил и др.

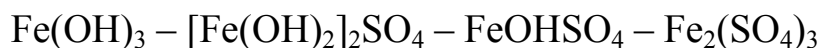
7.3. Физические свойства солей

Физические свойства солей определяет их ионная кристаллическая решетка. При обычных условиях соли представляют собой твердые вещества, обладающие различной растворимостью в воде, которая зависит от природы катиона и аниона. *Растворимость кислых солей, как правило, выше растворимости средних солей.* Так, гидрокарбонат кальция $Ca(HCO_3)_2$ растворяется в воде гораздо лучше, чем карбонат кальция $CaCO_3$. *Основные соли большинства металлов обычно относятся к малорастворимым веществам*, даже если соответствующие средние соли этих металлов хорошо растворимы.

Растворимость в воде кислых солей является промежуточной между растворимостями соответствующих кислоты и средней соли, а растворимость основных солей – промежуточной между растворимостями соответствующих основания и средней соли. Так, в ряду



наблюдается увеличение растворимости: ортофосфат кальция практически не растворим в воде, гидрофосфат кальция малорастворим, дигидрофосфат растворим значительно лучше и, наконец, фосфорная кислота смешивается с водой в любых соотношениях. Аналогичным образом растворимость увеличивается в ряду

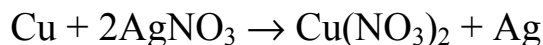
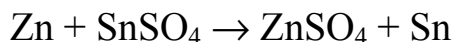


Так как основания металлов, имеющих степень окисления +2 и +3, обычно не растворимы в воде (за исключением гидроксидов щелочноземельных металлов), то и *основные соли малорастворимы.*

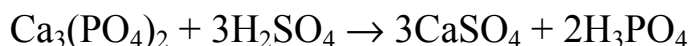
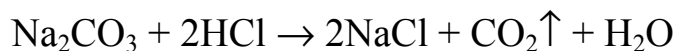
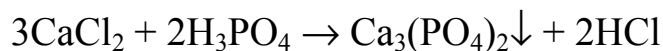
Некоторые из солей имеют окраску. Например, $K_2Cr_2O_7$ – соль оранжевого цвета, $FeCl_3$ – коричневого (бурого) цвета. Безводная соль $CuSO_4$ – белого цвета, кристаллогидрат $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ – синего цвета.

7.4. Химические свойства средних солей

1. Взаимодействие солей с металлами. Металлы, расположенные в ряду напряжений левее, могут замещать металлы, которые стоят в этом ряду правее, из растворов их солей, в результате чего образуется соль более активного металла:

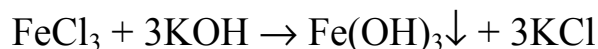
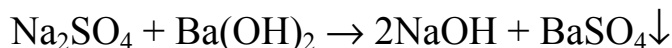
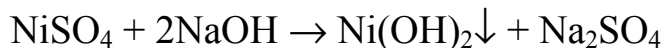


2. Действие кислот на соли. Соли реагируют с кислотами при условии образования или осадка, или газа, или более слабой кислоты, чем реагирующая с солью (реакции обмена):

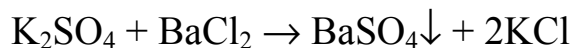
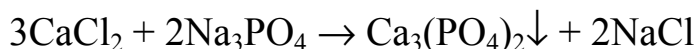


Кислоты по способности вытеснять другие можно расположить в ряд: H_2SO_4 , **HCl**, **HNO₃**, **H₃PO₄**, ..., H_2SO_3 , ..., HNO_2 , ..., H_2CO_3 и т. д. Выделенные жирным шрифтом кислоты друг друга не вытесняют, если не выполняются другие условия взаимодействия.

3. Щелочи реагируют с солями. В водных растворах соли взаимодействуют с растворами щелочей по реакциям обмена при условии образования осадка:

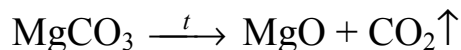


4. Реакции обмена между солями. Две растворимые соли могут реагировать друг с другом и давать две новые соли, если хотя бы одна из образующихся солей выпадает в осадок:



Реакции 2, 3, 4 представляют собой реакции обмена. Обязательное условие их протекания: один из образующихся продуктов должен либо уходить из зоны реакции (выпадать в осадок или выделяться в виде газа), либо являться слабым электролитом.

5. Реакции термического разложения солей. Некоторые соли сравнительно легко разлагаются при нагревании. Так, *карбонаты* (за исключением карбонатов щелочных металлов) при нагревании разлагаются на оксид металла и углекислый газ:

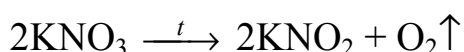


Если же оксид неустойчив, то образуются металл, углекислый газ и кислород:

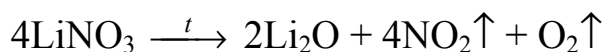


Карбонаты щелочных металлов более устойчивы. Например, карбонаты натрия и калия плавятся без разложения при температурах выше 850°C.

Разложение при нагревании характерно также для нитратов. В случае *нитратов щелочных металлов* продуктами разложения являются соответствующие нитриты и кислород (при разложении нитрата лития образуется оксид):



Нитраты других металлов разлагаются до оксидов (если последние устойчивы к нагреванию) или до металла (если оксиды неустойчивы при нагревании):



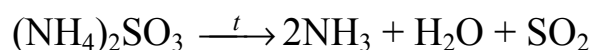
Разлагаются при нагревании также соли некоторых других кислородсодержащих кислот:

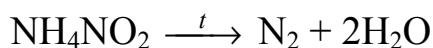
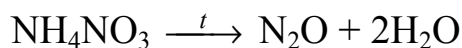


Соли аммония в большинстве разлагаются на аммиак и кислоту (или кислую соль):

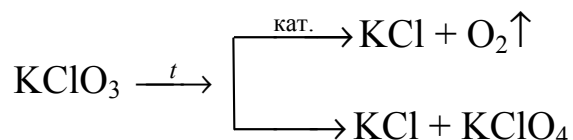


В некоторых случаях разложение протекает по более сложным схемам:

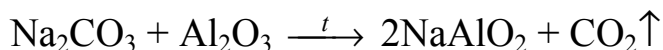
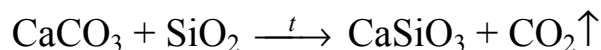




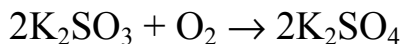
Сложно разлагаются и некоторые соли других кислот:



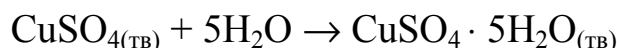
6. Взаимодействие солей с оксидами. При нагревании малолетучие кислотные или амфотерные оксиды способны вытеснять более летучие оксиды из солей (карбонатов, сульфитов, фосфатов):



7. Окислительно-восстановительные свойства солей. Соли, проявляющие окислительные или восстановительные свойства, могут вступать в окислительно-восстановительные реакции:

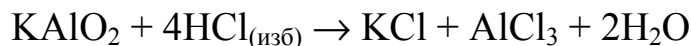


8. Образование кристаллогидратов солей. Многие соли способны присоединять воду, образуя твердые кристаллогидраты:

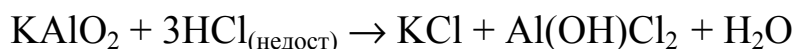
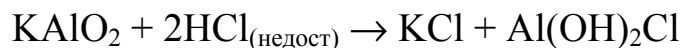


Кристаллогидраты могут образовываться при выделении солей из растворов.

9. Взаимодействие солей амфотерных элементов с кислотой. Представляют интерес реакции взаимодействия солей амфотерных металлов с кислотой, например алюмината калия KAlO_2 с избытком и недостатком соляной кислоты HCl :

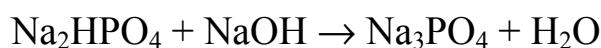
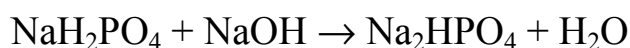
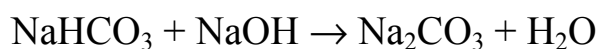


Взаимодействие KAlO_2 с недостатком соляной кислоты HCl может протекать и по другим схемам. Например:

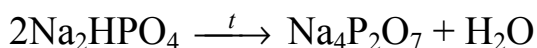


7.5. Химические свойства кислых и основных солей

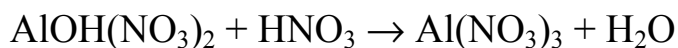
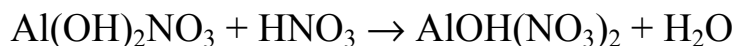
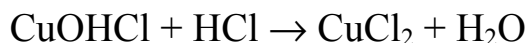
Химические свойства кислых и основных солей во многом повторяют химические свойства средних солей, но есть и различия. Кислые соли содержат атомы водорода, способные замещаться металлом, они могут взаимодействовать с основаниями, превращаясь в средние или другие кислые соли с меньшим числом атомов водорода. Например:



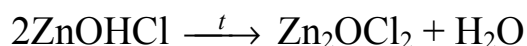
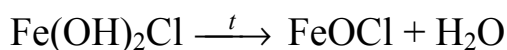
Кислые соли, как правило, термически неустойчивы. При нагревании они отщепляют воду и превращаются либо в средние соли той же кислоты, либо в средние соли кислоты с большим содержанием ангидрида:



Основные соли содержат гидроксогруппы, которые могут участвовать в реакции нейтрализации, поэтому они могут реагировать с кислотами, превращаясь в средние или в другие основные соли с меньшим числом гидроксогрупп:



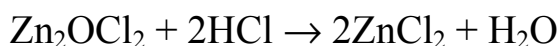
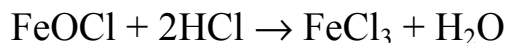
Основные соли при нагревании могут терять воду, образуя *оксосоли*:



Если основные соли – вещества, промежуточные по составу между средними солями и основаниями, то оксосоли – вещества, промежуточные по составу между средними солями и оксидами.

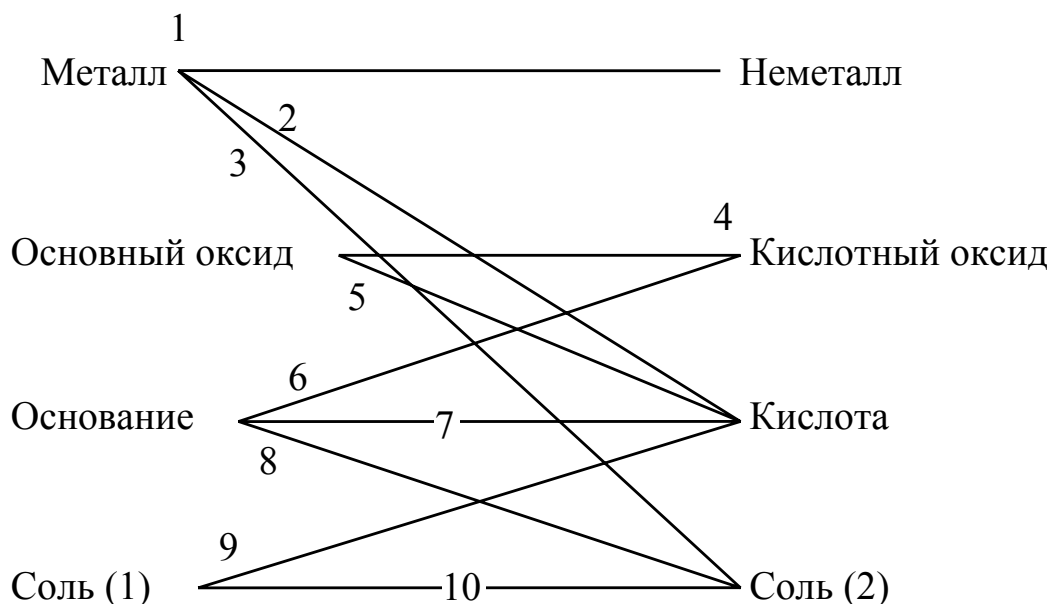
Так, используемые в некоторых металлургических процессах **оксогоалогениды** можно рассматривать как вещества, занимающие по составу промежуточное положение между галогенидами и оксидами.

Как и основные соли, оксосоли при действии кислот можно перевести в средние соли:

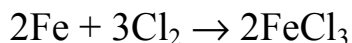


7.6. Способы получения средних солей

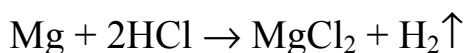
Способы получения солей можно отразить схемой взаимодействия веществ между собой:



1. Синтез из простых веществ. По реакциям соединения металлов и неметаллов получают соли бескислородных кислот:

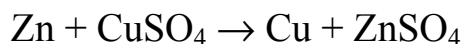


2. Действие кислот на металлы. Такие реакции часто используют для получения солей. Они протекают между кислотами и металлами, которые в ряду напряжений стоят до водорода:

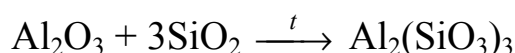
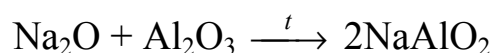


В этом случае следует учитывать, что кислоты окислители ($\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})}$, HNO_3) могут образовывать соли по реакции взаимодействия с металлами, но реакции протекают по другим схемам.

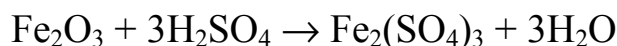
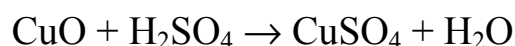
3. Взаимодействие растворов солей с металлами. Более активные металлы, которые расположены в ряду активностей левее, вытесняют менее активные металлы из их солей, образуя новые соли:



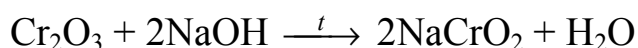
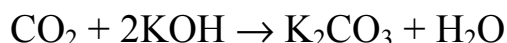
4. Реакции соединения оксидов. Разные по природе оксиды (основные, амфотерные, кислотные) при взаимодействии образуют соли:



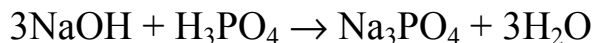
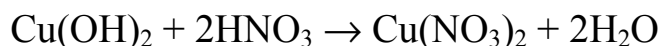
5. Действие кислот на основные и амфотерные оксиды. По этому способу при слабом нагревании получают большинство растворимых в воде солей:



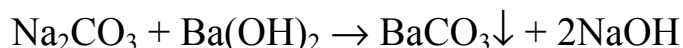
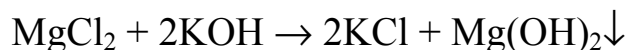
6. Взаимодействие кислотных и амфотерных оксидов со щелочами (основаниями). Кислотные оксиды образуют со щелочами соли гораздо легче, чем с нерастворимыми основаниями. Амфотерные оксиды растворяются в щелочах при кипячении или сплавлении:



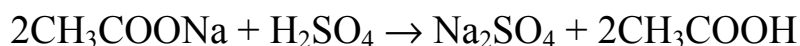
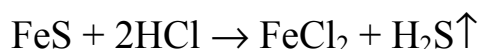
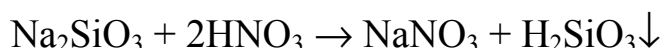
7. Реакции нейтрализации между кислотами и основаниями. Данный способ получения солей является самым удобным и широко применяемым:



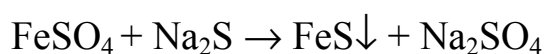
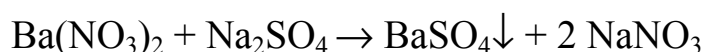
8. Реакции обмена между растворимой солью и растворимым основанием. Такие реакции протекают до конца, если в результате образуется нерастворимое соединение:



9. Обменные реакции кислот с солями. В результате взаимодействия образуются газ, осадок или более слабая кислота:



10. Реакции обмена между растворимыми солями. Реакции осуществимы в растворе и протекают до конца при условии образования осадка:

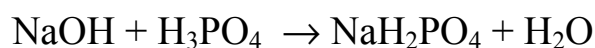


Среди известных способов получения солей есть такие, которые не отвечают приведенной схемой и, как правило, являются частными, их изучают в соответствующих разделах неорганической химии.

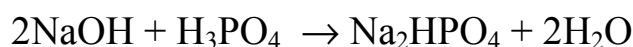
7.7. Способы получения кислых и основных солей

1. Кислые соли можно получить по реакциям:

1) **неполной нейтрализации кислоты основанием** (недостаток основания):



дигидроортофосфат натрия



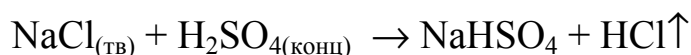
гидроортофосфат натрия

2) **взаимодействия средней соли с кислотой:**

а) для реакции можно взять ту же кислоту, которая образует соль:



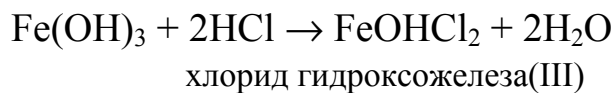
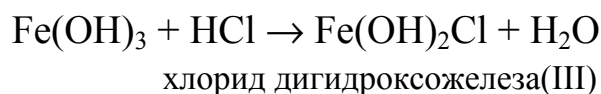
б) в реакции неполного обмена средней соли с кислотой может участвовать другая кислота (отличная от кислоты, образовавшей среднюю соль):



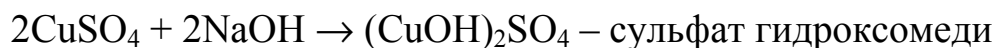
гидросульфат натрия

2. Основные соли можно получить по реакциям:

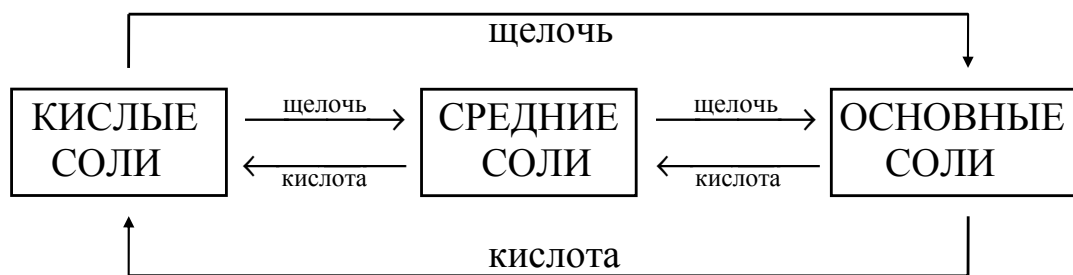
1) **неполной нейтрализации основания кислотой** (недостаток кислоты):



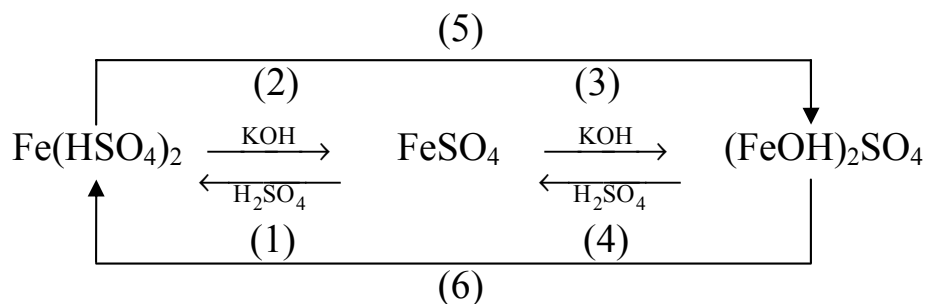
2) **обмена между средней солью и щелочью** (недостаток щелочи):



Взаимные превращения и способы получения кислых, средних и основных солей можно представить схемой:



По схеме можно легко определить, как из средних солей получают кислые и основные соли и обратно – средние соли из кислых и основных. Рассмотрим на примерах все возможные взаимные превращения кислых, средних и основных солей:



1. $\text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}(\text{HSO}_4)_2$
2. $\text{Fe}(\text{HSO}_4)_2 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
3. $2\text{FeSO}_4 + 2\text{KOH} \rightarrow (\text{FeOH})_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4$
4. $(\text{FeOH})_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{FeSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
5. $2\text{Fe}(\text{HSO}_4)_2 + 6\text{KOH} \rightarrow (\text{FeOH})_2\text{SO}_4 + 3\text{K}_2\text{SO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$
6. $(\text{FeOH})_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{Fe}(\text{HSO}_4)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

7.8. Двойные и смешанные соли

Если смешать растворы, содержащие одинаковое число молей двух солей: сульфата калия и сульфата алюминия, а затем выпарить такой раствор, то образуются кристаллы не двух исходных солей в отдельности, а новой соли состава $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ (алюмокалиевые квасцы). Соли, содержащие атомы двух разных металлов при общем кислотном остатке, называются **двойными солями**. Одним из наиболее типичных примеров двойных солей, часто встречающихся в химической практике, являются квасцы – двойные сульфаты состава $\text{Me}^{\text{I}}\text{Me}^{\text{III}}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, где Me^{I} – чаще всего Na^+ , K^+ , NH_4^+ , а Me^{III} – Al^{+3} , Fe^{+3} и Cr^{+3} . Другой пример – так называемая соль Мора $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

Смешанными называются соли, содержащие атомы одного металла, но разные кислотные остатки. Примерами смешанных солей могут служить белильная известь CaOCl_2 , в которой содержатся два разных кислотных остатка – гипохлорит и хлорид (CaClOCl), или минералы группы апатита $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{X}$, где $\text{X} = \text{F}^-$, Cl^- или OH^- .

В водных растворах двойные и смешанные соли, если они растворимы, ведут себя как смесь двух соответствующих средних солей. Так, упомянутые выше алюмокалиевые квасцы ведут себя как смесь сульфатов калия и алюминия, образуя в растворах ионы K^+ , Al^{+3} и SO_4^{2-} , а белильная известь ведет себя как смесь гипохлорита и хлорида кальция, образуя в растворе ионы Ca^{2+} , ClO^- и Cl^- .



Задания для самостоятельной работы по разделу «Соли»

1. Составить формулы солей по названиям: карбонат бария, гидрофосфат натрия, гидросульфит калия, гидрокарбонат стронция, фосфат алюминия, гидросульфид хрома(III), перманганат натрия.

2. Написать уравнения реакций нейтрализации, в которых получаются следующие соли: Na_2CO_3 , NaHCO_3 , Na_3PO_4 , NaH_2PO_4 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, AlCl_3 , $\text{Al}(\text{OH})\text{Cl}_2$, $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$. Назвать эти соли.

3. Написать уравнения реакций, отражающие следующие превращения:

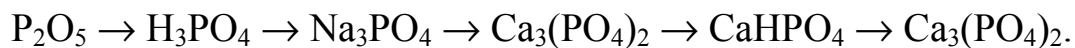


4. В приведенных солях определить заряды катионов и анионов: $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Ba}(\text{CrO}_2)_2$, FeOHSO_4 , $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{K}_2\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7$, $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, BaSiO_3 , Ca_2SiO_4 .

5. Составить формулы солей по названиям: сульфид калия, хлорид дигидроксовисмута(III), гидрокарбонат железа(II), ортофосфат бария, гидросульфат хрома(III), дихромат натрия, гидроортоарсенат бария, карбонат гидроксоцинка, дигидрофосфат кальция, гидросульфит магния, хлорат гидроксохрома(III), метаарсенат бария.

6. Написать реакции нейтрализации между кислотами и основаниями, в результате которых получаются следующие соли: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, NiCO_3 , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$, PbS , Li_2SO_4 . Назвать эти соли.

7. Написать уравнения реакций, отражающие следующие превращения:

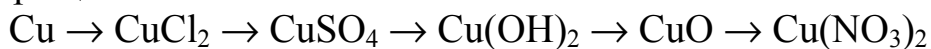


8. В приведенных солях определить заряды катионов и анионов: $\text{CdH}_2\text{P}_2\text{O}_7$, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, $(\text{Al}(\text{OH})_2)_2\text{SO}_4$, FeOHCO_3 , $\text{Zn}(\text{HSiO}_3)_2$, NiOHCl , KHSO_3 .

9. Составить формулы солей по названиям: ортоарсенит натрия, гидрокарбонат лития, силикат гидроксобария, нитрат меди(II), дигидроортофосфат стронция, нитрит алюминия, бромид цезия, нитрит цинка, ортофосфат бария, дигидроортофосфат магния, сульфит гидроксоалюминия, гидросиликат кальция, перманганат кальция, гидроселенит железа(III).

10. Написать уравнения реакций нейтрализации, в которых получаются следующие соли: Na_2SO_3 , KHCO_3 , Ag_3PO_4 , NaH_2AsO_4 , $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$, FeCl_3 , $\text{Al}(\text{OH})\text{Br}_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_2\text{Cl}$. Назвать эти соли.

11. Написать уравнения реакций, отражающие следующие превращения:

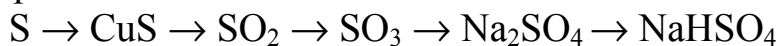


12. В приведенных солях определить заряды катионов и анионов: CdCr_2O_7 , FeOHSO_3 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, $(\text{Al}(\text{OH})_2)_2\text{SO}_4$, $\text{Zn}(\text{HSiO}_3)_2$, NiOHCl , KHSO_3 .

13. Составить формулы солей по названиям: нитрат цинка, ортофосфат бария, метаарсенат магния, сульфат гидроксоалюминия, гидросиликат кальция, пербромат стронция, иодид лития, ортофосфат железа(II), сульфат гидроксовисмута(III), гидросульфит кальция, карбонат бария, гидроортофосфат натрия, метаарсенит цинка, гидросиликат алюминия, гидросульфит калия, нитрит гидроксовисмута(III), гидрокарбонат стронция, ортофосфат алюминия, гидросульфид хрома(III), перманганат натрия.

14. Написать уравнения реакций кислотно-основного взаимодействия, в результате которых можно получить следующие соли: $\text{Sr}_3(\text{AsO}_4)_2$, BaCO_3 , $\text{Zn}(\text{ClO}_4)_2$, K_2SiO_3 , $\text{Ni}(\text{NO}_2)_2$. Назвать эти соли.

15. Написать уравнения реакций, отражающие следующие превращения:

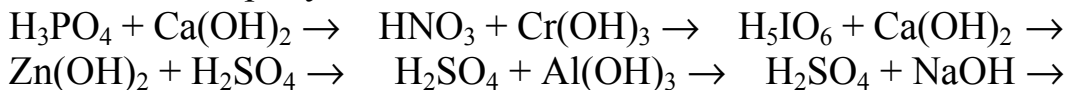


16. В приведенных солях определить заряды катионов и анионов: K_2CO_3 , CaHPO_4 , KMnO_4 , $\text{Al}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$, $(\text{MgOH})_3\text{PO}_4$, SrOHNO_3 , $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2$.

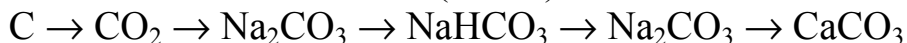
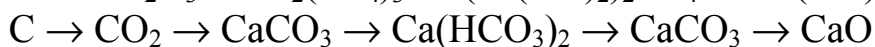
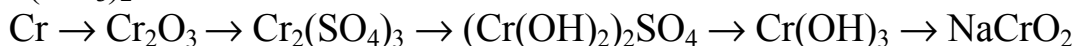
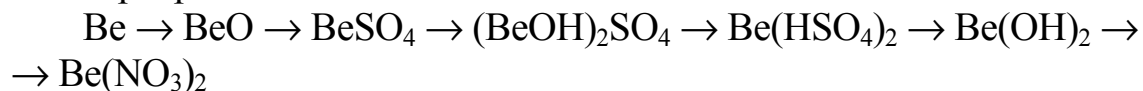
17. Написать уравнения реакций, которые последовательно протекают при постепенном прибавлении: а) NaOH к раствору сульфата цинка; б) соляной кислоты к раствору тетрагидроксоалюмината натрия.

18. Написать уравнения реакций, которые последовательно протекают при постепенном прибавлении избытка соответствующих кислот к солям тех же кислот, названия которых приведены: ортофосфат кальция, карбонат гидроксомеди(II), сульфат гидрохрома(III), гидроортофосфат цинка.

19. Составить уравнения реакций взаимодействия между кислотами и основаниями. Привести уравнения реакций получения всех возможных продуктов:



20. Написать уравнения реакций, соответствующие следующим превращениям:



8. ГРАФИЧЕСКОЕ ИЗОБРАЖЕНИЕ ФОРМУЛ

При составлении графических формул не учитывают характер связи в соединениях, а исходят из значений валентности атомов, входящих в состав веществ. Количество черточек, соединяющих атомы, должно совпадать с числом образуемых связей. Составление графических формул позволяет глубже понять взаимосвязь между веществами, относящимися к различным классам неорганических соединений.

При составлении графической формулы соли рекомендуется следующий порядок.

1. Написать молекулярную формулу соли.

Например, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.

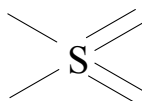
2. Составить графическую формулу той кислоты, которая образует данную соль.

Водород во всех соединениях одновалентен, кислород – двухвалентен, поэтому для составления графической формулы кислоты нужно:

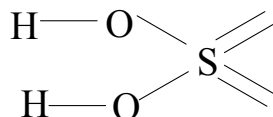
а) написать молекулярную формулу кислоты; расставить степени окисления элементов.

Например: $\text{H}_2^+ \text{S}^{+6} \text{O}_4^{-2}$;

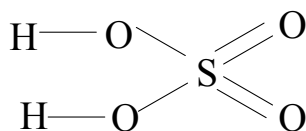
б) выписать элемент с максимальной степенью окисления и нарисовать от него количество черточек (связей), равное абсолютному значению степени окисления:



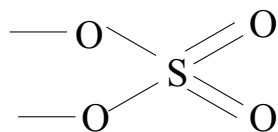
в) каждый водородный атом соединить с атомом элемента, образующего кислоту, **через кислород**:



г) присоединить к атому элемента, образующего кислоту, оставшиеся кислородные атомы:

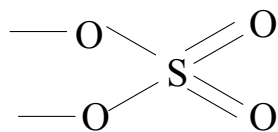
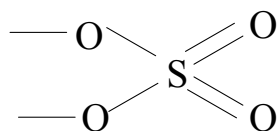
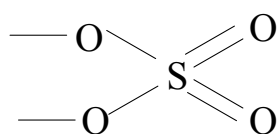


3. Написать графическую формулу кислотного остатка, входящего в состав соли, удалив из молекулы кислоты столько водородных атомов, сколько их замещается на металл:

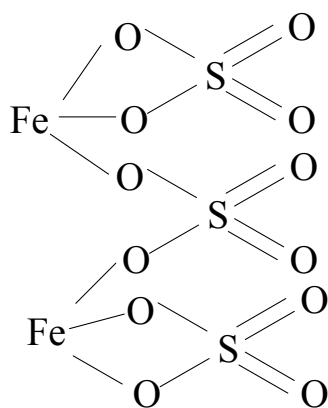


В **кислых солях** незамещенные **атомы водорода** входят в состав кислотного остатка.

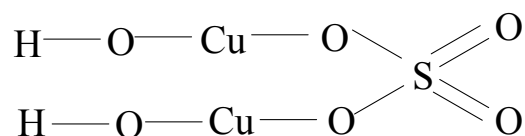
4. Написать столько кислотных остатков, сколько их входит в состав одной молекулы соли:



5. **Вместо водорода** к кислотному остатку присоединить атомы металла, входящего в состав молекулы соли:



Если соль **основная**, к металлу присоединяют группы **—O—H**.
Например, $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$





Задания для самостоятельной работы по теме «Основные классы неорганических соединений»

1 – А

1. Определить степень окисления всех элементов в соединениях: As_2O_5 , NF_3 , KHS , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, H_2SiO_3 .

2. Установить характер оксидов: K_2O , Al_2O_3 , CaO , N_2O_3 , CrO_3 , MnO_2 . Какие из приведенных оксидов взаимодействуют с водой? Написать уравнения соответствующих реакций.

3. Написать формулы оксидов, соответствующих гидроксидам: H_3PO_3 , $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$, LiOH , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$.

4. Написать формулы гидроксидов, соответствующих оксидам: BeO , K_2O , SiO_2 , Mn_2O_7 , Cl_2O .

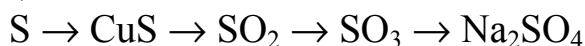
5. Привести уравнения реакций, доказывающие амфотерные свойства оксида цинка.

6. Написать формулы соединений: ортофосфорная кислота, гидроксид железа(III), карбонат натрия, сульфат алюминия, гидросульфид бария.

7. Назвать соли, указать заряды катионов и анионов: $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, Al_2S_3 , LiHSO_4 , KH_2PO_4 , NH_4ClO .

8. Привести два примера уравнений реакции нейтрализации.

9. Написать уравнения реакций, отражающие следующие превращения:



2 – А

1. В каких оксидах степень окисления элемента максимальная: Cl_2O_7 , SrO , MnO_2 , Cu_2O , N_2O_3 , V_2O_5 ?

2. Установить характер оксидов: Cr_2O_3 , SnO_2 , N_2O , Cs_2O , MgO , Mn_2O_7 . Какие из приведенных оксидов взаимодействуют с кислотами? Написать уравнения соответствующих реакций.

3. Написать формулы оксидов, соответствующих гидроксидам: $\text{Fe}(\text{OH})_3$, HNO_2 , $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, CuOH , HClO .

4. Написать формулы гидроксидов, соответствующих оксидам: Cl_2O , Rb_2O , CrO_3 , Cr_2O_3 , N_2O_3 .

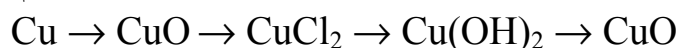
5. Привести уравнения реакций, доказывающие амфотерные свойства оксида хрома(III).

6. Написать формулы соединений: метакремниевая кислота, гидроксид меди(I), сульфат железа(III), нитрит магния, гидроортофосфат калия.

7. Назвать соли, указать заряды катионов и анионов: Li_4SiO_4 , $\text{Fe}(\text{ClO}_3)_3$, $\text{Ba}(\text{HS})_2$, LiHCO_3 , $\text{Ca}(\text{PO}_3)_2$.

8. При каких условиях возможна реакция между солью и металлом? Привести пример уравнения такой реакции.

9. Написать уравнения реакций, отражающие следующие превращения:



3 – А

1. Определить степень окисления марганца в соединениях: Mn_2O_7 , MnSO_4 , CaMnO_4 , MnO_2 , KMnO_4 .

2. Установить характер оксидов: Cl_2O , Cs_2O , N_2O_5 , Cr_2O_3 , I_2O_5 . Какие из приведенных оксидов при взаимодействии с водой образуют кислоты? Написать уравнения реакций.

3. Написать формулы оксидов, соответствующих гидроксидам: RbOH , H_3PO_4 , HClO_4 , $\text{Cr}(\text{OH})_3$, HNO_2 .

4. Написать формулы гидроксидов, соответствующих оксидам: SnO , Li_2O , Mn_2O_7 , CrO_3 , SO_2 .

5. Привести уравнения реакций, доказывающие амфотерные свойства оксида бериллия.

6. Написать формулы соединений: метафосфорная кислота, гидроксид никеля(II) нитрат алюминия, сульфид лития, гидросульфат железа(II).

7. Назвать соли, указать заряды катионов и анионов: KHCO_3 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Ba}(\text{ClO})_2$, $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$, $\text{Ag}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

8. Привести два примера уравнений реакций ионного обмена.

9. Написать уравнения реакций, отражающие следующие превращения:



4 – А

1. Определить степень окисления всех элементов в соединениях: Mg_3N_2 , BaHPO_4 , AlH_3 , HClO , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

2. Установить характер оксидов: Cl_2O , N_2O , Ag_2O , BeO , SiO_2 . Какие из приведенных оксидов взаимодействуют со щелочами? Написать уравнения соответствующих реакций.

3. Написать формулы оксидов, соответствующих гидроксидам: H_2CrO_4 , $\text{Sr}(\text{OH})_2$, HClO_3 , $\text{Pb}(\text{OH})_4$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

4. Написать формулы гидроксидов, соответствующих оксидам: I_2O_5 , Mn_2O_7 , ZnO , Rb_2O , SO_3 .

5. Приведите уравнения реакций, доказывающие амфотерные свойства оксида железа(III).

6. Написать формулы соединений: азотистая кислота, гидроксид стронция, ортофосфат цинка, иодид алюминия, гидрокарбонат магния.

7. Назвать соли, указать заряды катионов и анионов: $\text{Sn}(\text{SO}_4)_2$, NH_4ClO , MgHPO_4 , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, $\text{Ba}(\text{HS})_2$.

8. При каких условиях возможна реакция между солью и основанием? Привести примеры уравнений таких реакций.

9. Написать уравнения реакций, отражающие следующие превращения:



5 – А

1. Какую степень окисления проявляет азот в следующих соединениях: N_2O , N_2O_5 , $\text{Ca}(\text{NO}_2)_2$, NH_4Cl , NH_2OH ?

2. Установить характер оксидов: MgO , Cr_2O_3 , CO , Li_2O , SnO_2 , WO_3 . Какие из приведенных оксидов взаимодействуют с кислотами? Написать уравнения соответствующих реакций.

3. Написать формулы оксидов, соответствующих гидроксидам: $\text{Fe}(\text{OH})_3$, NaOH , HClO_3 , H_4SiO_4 , HMnO_4 .

4. Написать формулы гидроксидов, соответствующих оксидам: MnO , MnO_3 , SeO_2 , Cu_2O , N_2O_5 .

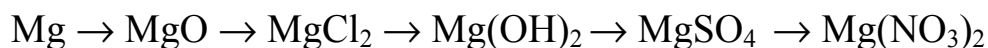
5. Привести уравнения реакций, доказывающие амфотерные свойства оксида олова(IV).

6. Написать формулы соединений: хлорная кислота, гидроксид цинка, ортофосфат бериллия, сульфид калия, гидросульфат хрома(III).

7. Назвать соли, указать заряды катионов и анионов: KClO_3 , $\text{Mg}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, NH_4HCO_3 , $\text{Al}(\text{NO}_2)_3$, CaMnO_4 .

8. При каких условиях возможна реакция между солью и кислотой? Привести примеры уравнений таких реакций.

9. Написать уравнения реакций, отражающие следующие превращения:



6 – А

1. Определить степень окисления всех элементов в соединениях: AlH_3 , OF_2 , N_2O_4 , CaSO_4 , $\text{Bi}(\text{OH})_3$.

2. Установить характер оксидов: Cs_2O , BaO , Cl_2O , Mn_2O_7 , Al_2O_3 . Какие из приведенных оксидов взаимодействуют со щелочью? Написать уравнения соответствующих реакций.

3. Написать формулы оксидов, соответствующих гидроксидам: CuOH , HMnO_4 , $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, HNO_2 .

4. Написать формулы гидроксидов, соответствующих оксидам: BeO , CrO_3 , Cl_2O_7 , Rb_2O , SeO_3 .

5. Привести уравнения реакций, доказывающие амфотерные свойства оксида олова(IV).

6. Написать формулы соединений: сернистая кислота, гидроксид серебра, перхлорат цинка, сульфид хрома(III), гидроортофосфат рубидия.

7. Назвать соли, указать заряды катионов и анионов: $\text{Pb}(\text{NO}_3)_4$, $\text{Fe}_2(\text{SiO}_3)_3$, $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$, $\text{Sr}(\text{ClO})_2$, $\text{Zn}(\text{HSO}_4)_2$.

8. При каких условиях возможна реакция между солью и основанием? Привести примеры уравнений таких реакций.

9. Написать уравнения реакций, отражающие следующие превращения:



7 – А

1. В каких оксидах степень окисления элемента максимальна: SeO_3 , N_2O_3 , FeO , Cl_2O , WO_3 , Na_2O ?

2. Установить характер оксидов: HgO , SrO , Rb_2O , Cl_2O , Cr_2O_3 , CrO_3 . Какие из приведенных оксидов могут взаимодействовать с водой? Написать уравнения соответствующих реакций.

3. Написать формулы оксидов, соответствующих гидроксидам: $\text{Sn}(\text{OH})_4$, KOH , H_3AsO_3 , HBrO_3 , CuOH .

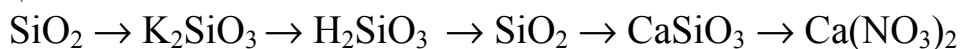
4. Написать формулы гидроксидов, соответствующих оксидам: BaO , Fe_2O_3 , I_2O_5 , SeO_2 , Mn_2O_7 .

5. Привести уравнения реакций, доказывающие амфотерные свойства оксида алюминия.

6. Написать формулы соединений: хромовая кислота, гидроксид аммония, нитрат железа(III), бромид алюминия, гидросиликат бария.

7. Назвать соли, указать заряды катионов и анионов: Cr_2S_3 , $\text{Sr}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, $\text{Ca}(\text{PO}_3)_2$, NH_4HSO_4 , LiClO_4 .

8. Привести два примера реакций ионного обмена.
9. Написать уравнения реакций, отражающие следующие превращения:



8 – А

1. Какую степень окисления проявляет сера в соединениях: SO_2 , Al_2S_3 , KHSO_4 , $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$, SOCl_2 ?
2. Установить характер оксидов: Rb_2O , MgO , N_2O , BaO , Li_2O , ZnO . Какие из приведенных оксидов при взаимодействии с водой образуют основания? Написать уравнения соответствующих реакций.
3. Написать формулы оксидов, соответствующих гидроксидам: H_3AsO_4 , HIO , $\text{Hg}(\text{OH})_2$, $\text{Ti}(\text{OH})_4$, $\text{Sc}(\text{OH})_3$.
4. Написать формулы гидроксидов, соответствующих оксидам: Sb_2O_5 , Ag_2O , ZnO , N_2O_3 , Fe_2O_3 .
5. Привести уравнения реакций, доказывающие амфотерные свойства оксида свинца(II).
6. Написать формулы соединений: азотная кислота, гидроксид свинца(II), метафосфат кальция, гидрокарбонат магния, хлорат олова(IV).
7. Назвать соли, указать заряды катионов и анионов: $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, MgHAsO_4 , $\text{Ag}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{Sr}(\text{NO}_2)_2$, $\text{Al}(\text{HSeO}_4)_3$.
8. Привести два примера реакции соединения.
9. Написать уравнения реакций, отражающие следующие превращения:



9 – А

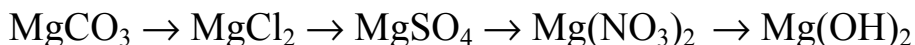
1. Определить степень окисления хлора в соединениях: Cl_2O , ClF_3 , $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$, PCl_5 , KClO_3 .
2. Установить характер оксидов: CrO_3 , Cr_2O_3 , Cl_2O , Cs_2O , SiO_2 , P_2O_5 . Какие из приведенных оксидов при взаимодействии с водой образуют кислоты? Написать уравнения соответствующих реакций.
3. Написать формулы оксидов, соответствующих гидроксидам: H_5IO_6 , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{Sn}(\text{OH})_4$, CuOH , H_3AsO_4 .
4. Написать формулы гидроксидов, соответствующих оксидам: Cl_2O_7 , SnO , Cs_2O , SeO_2 , P_2O_3 .
5. Привести уравнения реакций, доказывающие амфотерные свойства гидроксида хрома(III).

6. Написать формулы соединений: хлорноватистая кислота, гидроксид кобальта(II), нитрит алюминия, иодид стронция, дигидроортофосфат кальция.

7. Назвать соли, указать заряды катионов и анионов: Na_2ZnO_2 , NH_4NO_3 , Cr_2S_3 , $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Na}_3\text{HP}_2\text{O}_7$.

8. Привести два примера реакции нейтрализации.

9. Написать уравнения реакций, отражающие следующие превращения:



10 – А

1. Какую степень окисления проявляет фосфор в следующих соединениях: P_2O_5 , P_2H_4 , H_3PO_3 , $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, $\text{Ca}(\text{PO}_3)_2$?

2. Установить характер оксидов: Rb_2O , I_2O , N_2O_3 , SiO_2 , BaO , BeO . Какие из приведенных оксидов взаимодействуют с водой? Написать уравнения соответствующих реакций.

3. Написать формулы оксидов, соответствующих гидроксидам: $\text{Pb}(\text{OH})_4$, H_3BO_3 , H_2SeO_3 , $\text{Al}(\text{OH})_3$, HMnO_4 .

4. Написать формулы гидроксидов, соответствующих оксидам: K_2O , MnO_2 , SeO_2 , FeO , I_2O_5 .

5. Привести уравнения реакций, доказывающие амфотерные свойства оксида цинка.

6. Написать молекулярные формулы соединений: гидроксид меди(II), дифосфорная кислота, нитрат магния, бромид алюминия, гидросульфит хрома(III).

7. Назвать соли, указать заряды катионов и анионов: Li_3PO_4 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Zn}(\text{HSiO}_3)_2$, $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$, KClO_3 .

8. При каких условиях возможна реакция между солями? Привести примеры таких реакций.

9. Написать уравнения реакций, отражающие следующие превращения:



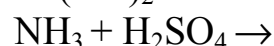
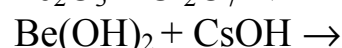
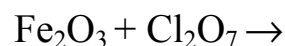
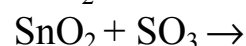
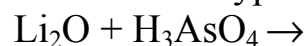
1 – Б

1. Написать уравнения реакций получения сульфата меди, используя в качестве исходных веществ: а) медь, б) оксид меди, в) гидроксид меди, г) хлорид меди.

2. Назвать следующие соединения, указать заряды катионов и анионов: $\text{Ca}(\text{ClO})_2$, NH_4MnO_4 , $\text{Zn}(\text{HSiO}_3)_2$, $(\text{MgOH})_2\text{SO}_4$, $\text{Sn}(\text{OH})_2\text{SeO}_4$.

3. Написать формулы следующих соединений: дихромат серебра, гидроарсенат стронция, метасиликат гидроксомеди, ортоплюмбат калия, нитрит алюминия. Привести их графические формулы.

4. Закончить уравнения реакций:



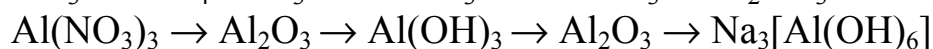
5. Исходя из положения элементов в периодической системе, написать формулы высших оксидов и гидроксидов Pb, V, Li, N, Cr, указать их характер.

6. Написать уравнения реакций, отражающие следующие превращения: ортофосфат стронция \rightarrow дигидроортофосфат стронция \rightarrow гидроортофосфат стронция.

7. Написать уравнения реакций, отражающие амфотерные свойства оксида свинца(II), гидроксида алюминия.

8. Написать формулы оксидов, соответствующие гидроксидам: H_3AsO_4 , $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$, $\text{Sn}(\text{OH})_4$, HMnO_4 , RbOH .

9. Написать уравнения реакций, отражающие следующие превращения:



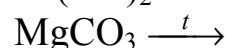
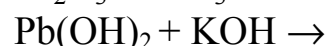
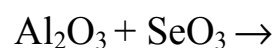
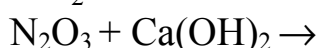
2 – Б

1. Привести уравнения реакций получения гидроксида натрия, охарактеризовать его химические свойства.

2. Назвать следующие соединения, указать заряды катионов и анионов: Na_2MnO_4 , $\text{Ba}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, NaFeO_2 , NH_4BrO_3 , $\text{AlOH}(\text{NO}_2)_2$.

3. Написать формулы следующих соединений: нитрат гидроксижелеза(III), гидросиликат бериллия, метаалюминат бария, перхлорат олова(IV), гидроортофосфат рубидия. Привести графические формулы указанных соединений.

4. Закончить уравнения реакций:



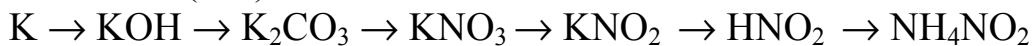
5. Исходя из положения элементов в периодической системе, написать формулы высших оксидов и гидроксидов Be, Si, Se, Ti, Cl, указать их характер.

6. Написать уравнения реакций, отражающие следующие превращения: карбонат бария \rightarrow гидрокарбонат бария \rightarrow карбонат бария.

7. Написать уравнения реакций, отражающие амфотерные свойства оксида олова(IV), гидроксида хрома(III).

8. Написать формулы оксидов, соответствующие гидроксидам: $\text{Ti}(\text{OH})_4$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, H_5JO_6 , HClO , $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$.

9. Написать уравнения реакций, отражающие следующие превращения:



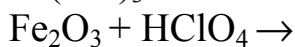
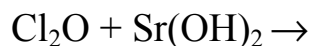
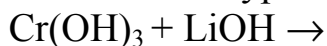
3 – Б

1. Написать уравнения реакций получения гидроксида калия, охарактеризовать его химические свойства.

2. Назвать следующие соединения, указать заряды катионов и анионов: $\text{Sr}(\text{ClO}_3)_2$, ZnCr_2O_7 , KHSO_3 , Li_2HSbO_4 , $\text{Bi}(\text{OH})_2\text{NO}_2$.

3. Написать формулы следующих соединений: дигидроарсенат магния, ортосиликат натрия, гипоиодит кальция, гидросульфид бария, нитрат гидроксиолова(IV). Привести их графические формулы.

4. Закончить уравнения реакций:



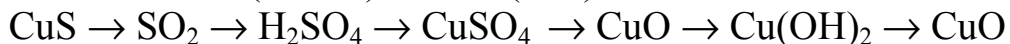
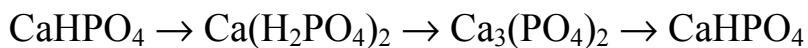
5. Исходя из положения элементов в периодической системе, написать формулы высших оксидов и гидроксидов Cr, Mg, N, Ge, As, указать их характер.

6. Написать уравнения реакций, отражающие следующие превращения: гидроортофосфат магния \rightarrow ортофосфат магния \rightarrow дигидроортофосфат магния.

7. Написать реакции, отражающие амфотерные свойства гидроксида олова(II), оксида сурьмы(III).

8. Написать формулы оксидов, соответствующих гидроксидам: H_4SiO_4 , H_2SeO_4 , HIO , $\text{Pb}(\text{OH})_4$, $\text{Bi}(\text{OH})_3$.

9. Написать уравнения реакций, отражающие следующие превращения:



4 – Б

1. Написать уравнения реакций получения нитрата цинка, охарактеризовать его химические свойства.

2. Написать уравнения реакций, характеризующие амфотерные свойства оксида алюминия и гидроксида свинца(II).

3. Закончить уравнения реакций:



4. Назвать следующие соединения, указать заряды катионов и анионов: $\text{Zn}(\text{HS})_2$, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, NH_4NO_2 , $(\text{FeOH})_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{Na}_2\text{H}_2\text{SiO}_4$.

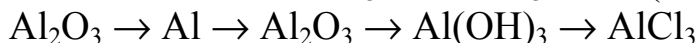
5. Написать уравнения реакций, отражающие следующие превращения: нитрат хрома(III) \rightarrow нитрат гидроксохрома(III) \rightarrow гидроксид хрома(III).

6. Написать формулы следующих соединений: гидросиликат магния, метафосфат бария, селенат гидроксоцинка, перманганат меди(II), дигидроортоарсенат алюминия. Привести графические формулы указанных соединений.

7. Написать формулы оксидов, соответствующих гидроксидам: H_2SnO_3 , H_3BO_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

8. Написать формулы гидроксидов, соответствующие оксидам: Mn_2O_7 , Rb_2O , Cr_2O_3 , SeO_3 , CdO .

9. Написать уравнения реакций, отражающие следующие превращения:



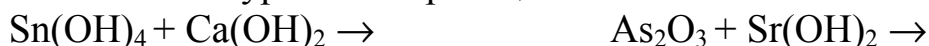
5 – Б

1. Написать уравнения реакций получения оксида магния, охарактеризовать его химические свойства.

2. Привести уравнения реакций, характеризующие амфотерные свойства оксида железа(III) и гидроксида бериллия.

3. Написать формулы оксидов, соответствующие гидроксидам: $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, CuOH , $\text{Ti}(\text{OH})_4$, HBrO_3 , H_2ZnO_2 .

4. Закончить уравнения реакций:



5. Написать уравнения реакций, отражающие следующие превращения: сульфат меди \rightarrow сульфат гидроксомеди \rightarrow гидроксид меди.

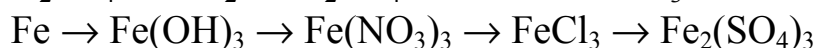
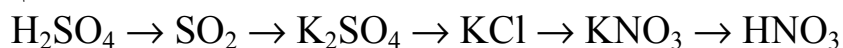
6. Написать формулы соединений: перманганат кадмия, ортосиликат калия, дигидроортофосфат магния, гидросульфид стронция,

хлорат алюминия. Привести графические формулы указанных соединений.

7. Назвать следующие соединения, указать заряды катионов и анионов: $K_2H_2P_2O_7$, $Ba(H_2AsO_4)_2$, $Ti(OH)_2I_2$, NH_4NO_2 , K_4PbO_4 .

8. Исходя из положения элементов в периодической системе, написать формулы высших оксидов и гидроксидов Be, I, K, Si, Se. Указать характер оксидов и гидроксидов.

9. Написать уравнения реакций, отражающие следующие превращения:



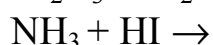
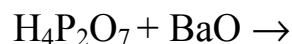
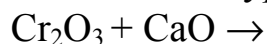
6 – Б

1. Написать уравнения реакций получения оксида серы(IV), охарактеризовать его химические свойства.

2. Написать молекулярные и графические формулы соединений: дихромат стронция, селенат хрома(III), гидрокарбонат цинка, ортофосфат гидроксожелеза(II), периодат олова(IV).

3. Написать уравнения реакций, отражающие следующие превращения: ортоарсенат кальция \rightarrow дигидроортоарсенат кальция \rightarrow ортомышьяковая кислота.

4. Закончить уравнения реакций:



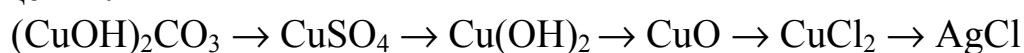
5. Написать формулы гидроксидов, отвечающие оксидам: MnO_2 , Ag_2O , N_2O_5 , CrO_3 , CdO .

6. Написать уравнения реакций, характеризующие амфотерные свойства веществ: оксида свинца(II), гидроксида железа(III).

7. Исходя из положения в периодической системе, написать формулы высших оксидов и гидроксидов Li, As, W, Se, Cd, указать их характер.

8. Назвать соединения, указать заряды катионов и анионов: $Cr(HSO_3)_2$, $ZnOHNO_2$, NH_4HSiO_3 , Cu_2S , $Cd_2P_2O_7$.

9. Написать уравнения реакций, отражающие следующие превращения:



7 – Б

1. Написать уравнения реакций получения оксида углерода(IV), охарактеризовать его химические свойства.

2. Написать уравнения реакций, характеризующие амфотерные свойства оксида цинка, гидроксида хрома(III).

3. Закончить уравнения реакций:



4. Назвать соединения, указать заряды катионов и анионов Mg_2SiO_4 , $\text{Sr(BO}_2)_2$, $\text{Ca(HSO}_3)_2$, NH_4ClO , $\text{Fe}_2(\text{MnO}_4)_3$.

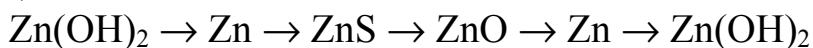
5. Написать формулы соединений: пербромат висмута(III), дихромат бария, карбонат гидроксомеди, гидроортофосфат олова(IV), гидросиликат бериллия. Привести графические формулы указанных соединений.

6. Написать уравнения реакций, отражающие следующие превращения: гидроксид алюминия \rightarrow нитрат гидроксиалюминия \rightarrow нитрат алюминия.

7. Написать формулы оксидов, отвечающие гидроксидам: H_3PO_4 , H_2SnO_3 , LiOH , Fe(OH)_3 , $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$.

8. Написать формулы гидроксидов, отвечающие оксидам: SO_3 , BeO , Tl_2O_3 , As_2O_5 , MgO .

9. Написать уравнения реакций, отражающие следующие превращения:



8 – Б

1. Написать уравнения реакций получения гидроксида бария, охарактеризовать его химические свойства.

2. Назвать соединения, указать заряды катионов и анионов: $\text{Sr}_2\text{P}_2\text{O}_7$, $\text{Ti(OH)}_2\text{SO}_3$, Na_2ZnO_2 , $\text{Mn(HCO}_3)_2$, NH_4ClO_2 .

3. Написать формулы следующих соединений: гипохлорит стронция, дигидроортоарсенат кадмия, нитрит дигидроксосвинца(IV), бромат хрома(III), ортосиликат магния. Привести графические формулы указанных соединений.

4. Закончить уравнения реакций:



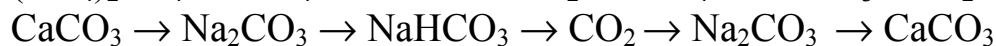
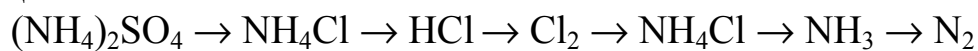
5. Исходя из положения элементов в периодической системе, написать формулы высших оксидов и гидроксидов Ge, Te, В, Sn, Р, указать их характер.

6. Написать уравнения реакций, отражающие следующие превращения: дигидроортофосфат магния \rightarrow гидроортофосфат магния \rightarrow ортофосфорная кислота.

7. Привести уравнения реакций, отражающие амфотерные свойства оксида олова(IV), гидроксида цинка.

8. Написать формулы оксидов, отвечающие гидроксидам: RbOH, Ti(OH)₄, H₅IO₆, H₂SeO₃, H₃BO₃.

9. Написать уравнения реакций, отражающие следующие превращения:



9 – Б

1. Написать уравнения реакций получения ортофосфорной кислоты, охарактеризовать ее химические свойства.

2. Написать формулы оксидов, отвечающие гидроксидам: H₃PO₄, Ti(OH)₃, H₃BO₃, Be(OH)₂, HClO.

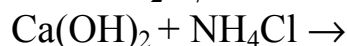
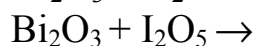
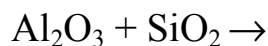
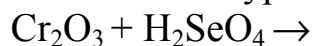
3. Написать уравнения реакций, отражающие следующие превращения: селенат железа(II) \rightarrow селенат гидроксожелеза(II) \rightarrow селенат железа(II).

4. Написать формулы следующих соединений: дифосфат бария, гидросульфит алюминия, дигидроортофосфат ртути, нитрит магния, перхлорат дигидроксоцинка(IV).

5. Привести уравнения реакций, показывающие амфотерные свойства гидроксида алюминия и оксида олова(II).

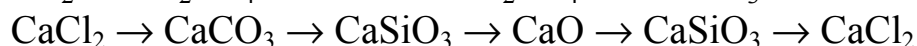
6. Назвать соединения, указать заряды катионов и анионов: Cr₂S₃, CaHPO₄, Al(NO₃)₃, (NH₄)₂CO₃, Al(OH)₂IO₂.

7. Закончить уравнения реакций:



8. Написать формулы гидроксидов, отвечающих оксидам: SeO₂, Cu₂O, Mn₂O₇, Al₂O₃, FeO.

9. Написать уравнения реакций, отражающие следующие превращения:



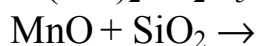
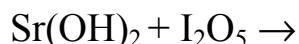
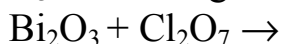
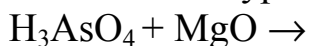
1. Написать уравнения реакций получения хлорида натрия, охарактеризовать его химические свойства.

2. Назвать соединения, указать заряды катионов и анионов: ZnHPO_4 , $(\text{FeOH})_2\text{CO}_3$, Na_2SnO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, CsHSO_3 .

3. Написать формулы следующих соединений: нитрит цинка, гидрокарбонат магния, хлорат железа(III), ортоарсенат лития, сульфат гидроксортутит. Привести графические формулы указанных соединений.

4. Исходя из положения элементов в периодической системе, написать формулы высших оксидов и гидроксидов As, Zn, I, Cs, Mn, указать их характер.

5. Закончить уравнения реакций:

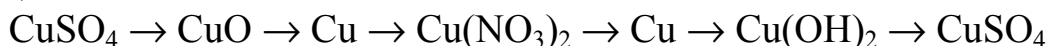


6. Написать уравнения реакций, отражающие следующие превращения: бромид алюминия \rightarrow бромид гидроксиалюминия \rightarrow гидроксид алюминия.

7. Привести уравнения реакций, отражающие амфотерные свойства оксида бериллия, гидроксида олова(IV).

8. Написать формулы оксидов, отвечающие гидроксидам: HBrO , $\text{Pb}(\text{OH})_4$, $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, H_3PO_3 , HAsO_3 .

9. Написать уравнения реакций, отражающие следующие превращения:



1. Привести уравнения реакций, характеризующие химические свойства оснований.

2. Охарактеризовать амфотерные свойства гидроксида титана(IV) и металлического алюминия.

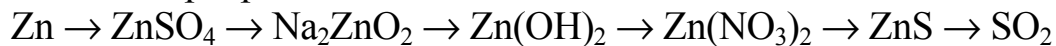
3. Написать формулы: дифосфат цезия, манганат гидроксокадмия, гипохлорит гидроксовисмута(III), гидроселенат алюминия, периодат бария. Привести графические формулы указанных соединений.

4. Назвать соединения и написать графические формулы: $\text{YOH}(\text{NO}_3)_2$, K_2BeO_2 , $\text{Pb}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, AgHGeO_3 , $[\text{Fe}(\text{OH})_2]_2\text{CrO}_4$.

5. Написать формулы оксидов, отвечающие гидроксидам: $Zr(OH)_4$, $H_2S_3O_{10}$, $CsOH$, H_5IO_6 , $Be(OH)_2$.

6. Написать формулы гидроксидов, отвечающие оксидам: B_2O_3 , Sb_2O_3 , Ag_2O , V_2O_5 , P_4O_6 .

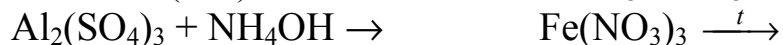
7. Написать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:



8. Указать заряды катионов и анионов в соединениях: $Pb(OH)_2Cl_2$, $FeHVO_4$, $Sr(HSO_3)_2$, $TiOH(NO_2)_2$, $NiCr_2O_7$.

9. Написать уравнения реакций, отражающие превращения: дигидроортоарсенат скандия \rightarrow гидроортоарсенат скандия; гипохлорит гидроксостронция \rightarrow гипохлорит стронция.

10. Закончить уравнения реакций:



2 – В

1. Привести уравнения реакций, характеризующие химические свойства основных оксидов.

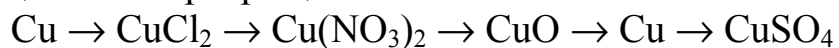
2. Написать формулы: гидродифосфат хрома(III), метаборат цинка, гидроселенит бария, антимоанат дигидроксожелеза(III), молибдат гидроксомагния. Привести графические формулы указанных соединений.

3. Назвать соединения и написать графические формулы: $Ca(BrO_3)_2$, $FeOHCO_3$, Na_2Se , $Ni(H_2SbO_4)_2$, K_2MoO_4 .

4. Написать формулы оксидов, отвечающие гидроксидам: $H_2B_4O_7$, $CuOH$, $HClO_4$, $Pb(OH)_4$, $H_2Mo_2O_7$.

5. Написать формулы гидроксидов, отвечающие оксидам: I_2O_5 , TeO_3 , P_4O_{10} , BeO , Cs_2O .

6. Написать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:

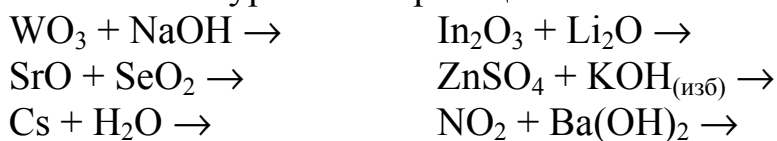


7. Охарактеризовать амфотерные свойства металлического цинка и гидроксида хрома(III).

8. Указать заряды катионов и анионов в соединениях: $VOPO_3$, $Ti(OH)_2Cl_2$, $Hg_2As_2O_7$, $CoSeO_4$, $(NH_4)_2SiF_6$. Дать названия соединениям.

9. Написать уравнения реакций, отражающие превращения: ортофосфат магния \rightarrow дигидроортофосфат магния; селенат меди \rightarrow селенат гидроксомеди.

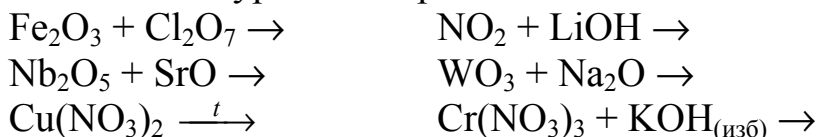
10. Записать уравнения реакций:



3 – В

1. Привести уравнения реакций получения оснований.

2. Закончить уравнения реакций:



3. Назвать соединения и написать их графические формулы: BeH_2SiO_4 , K_2PbO_2 , $(\text{CdOH})_3\text{AsO}_4$, $\text{Ni}(\text{HSeO}_3)_2$, $\text{Ca}(\text{IO}_3)_2$.

4. Написать формулы: германат дигидроксожелеза(III), гидроарсенат алюминия, феррат калия, метасиликат гидроксомагния, периодат марганца(II). Привести графические формулы указанных соединений.

5. Написать уравнения реакций, отражающие превращения: гидроселенид натрия \rightarrow селенид натрия; ортофосфат бария \rightarrow дигидроортофосфат бария.

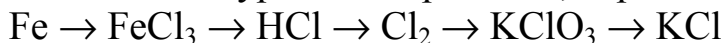
6. Охарактеризовать амфотерные свойства металлического бериллия и гидроксида галлия.

7. Указать заряды катионов и анионов в соединениях $\text{Sc}(\text{PO}_3)_3$, $\text{V}_2(\text{SeO}_4)_3$, $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2$, $\text{Ba}(\text{HMoO}_4)_2$, CuOHClO_4 . Назвать соединения.

8. Написать формулы оксидов, отвечающие гидроксидам: $\text{H}_5\text{P}_3\text{O}_{10}$, BiOOH , HIO_3 , RbOH , $\text{Ti}(\text{OH})_4$.

9. Написать формулы гидроксидов, отвечающие оксидам: MoO_3 , I_2O , PbO_2 , Cs_2O , Re_2O_7 .

10. Написать уравнения реакций, отражающие превращения:



4 – В

1. Привести уравнения реакций, характеризующие химические свойства кислот.

2. Назвать соединения и написать графические формулы: $\text{Cd}(\text{HTeO}_3)_2$, $\text{BiOH}(\text{NO}_3)_2$, Pb_2PbO_4 , $\text{Sr}(\text{H}_2\text{AsO}_4)_2$, $\text{Ag}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

3. Написать формулы оксидов, отвечающие гидроксидам: FeOOH , $\text{H}_2\text{S}_3\text{O}_{10}$, H_5IO_6 , $\text{Pb}(\text{OH})_4$, LiOH .

4. Написать формулы гидроксидов, отвечающие оксидам: MnO_2 , I_2O_5 , P_4O_6 , Rb_2O , ZrO .

5. Написать формулы: перхлорат цинка, германат гидроксикальция, гидромolibдат натрия, сульфит гидроксомеди, манганат алюминия. Привести графические формулы указанных соединений.

6. Охарактеризовать амфотерные свойства металлического олова и гидроксида железа(III).

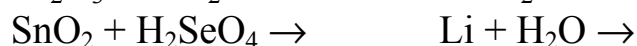
7. Написать уравнения реакций, отражающие превращения: карбонат стронция → карбонат гидроксостронция; селенат гидроксомеди → гидроксид меди.

8. Написать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:



9. Указать заряды катионов и анионов в соединениях: $BiONO_3$, $NiMoO_4$, $Na_2B_4O_7$, $Fe(OH)_2MnO_4$, $(NH_4)_2Fe(SO_4)_2$.

10. Закончить уравнения реакций:



5 – В

1. Привести уравнения реакций, характеризующие химические свойства кислотных оксидов.

2. Закончить уравнения реакций:



3. Написать формулы гидроксидов, отвечающие оксидам: Tl_2O , PbO_2 , Nb_2O_5 , I_2O , MoO_3 .

4. Охарактеризовать амфотерные свойства металлического свинца и гидроксида алюминия.

5. Записать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:



6. Написать формулы: селенит гидроксожелеза(II), периодат никеля(III), дигидродифосфат ртути, титанат калия, дисульфат бериллия. Привести графические формулы указанных соединений.

7. Назвать соединения и написать их графические формулы HfH_2SiO_4 , $NaH_3As_2O_7$, $(MgOH)_3SbO_4$, Ca_3N_2 , $Y_2(SeO_4)_3$.

8. Написать формулы оксидов, отвечающие гидроксидам: $H_2B_4O_7$, $HBrO_3$, $Ti(OH)_3$, H_6TeO_6 , $BiOOH$.

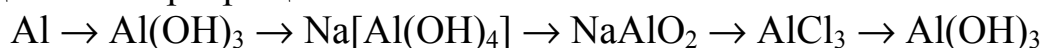
9. Написать уравнения реакций, отражающие превращения: цинкат калия \rightarrow хлорид цинка, дигидроортофосфат стронция \rightarrow ортофосфорная кислота.

10. Указать заряды катионов и анионов в соединениях: $\text{NH}_4\text{H}_2\text{AsO}_4$, $\text{Ca}_5(\text{IO}_6)_2$, $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$, ScHP_2O_7 , $\text{Zr}(\text{OH})_2(\text{IO})_2$.

6 – В

1. Привести уравнения реакций, характеризующие химические свойства металлов.

2. Написать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:



3. Указать заряды катионов и анионов в соединениях: $\text{Sn}(\text{OH})_2(\text{IO}_4)_2$, KH_2SbO_4 , NH_4HCO_3 , $\text{Li}_2\text{S}_3\text{O}_7$, $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$.

4. Назвать соединения и написать графические формулы: $\text{Bi}(\text{ClO}_4)_3$, BaHAsO_4 , $(\text{CdOH})_2\text{SiO}_3$, $\text{Al}_2(\text{SeO}_4)_3$, Mg_3N_2 .

5. Написать формулы: сульфат алюминия-калия, димолибдат натрия, ортофосфат гидроксоцинка, метаарсенат скандия, цирконат лития. Привести графические формулы указанных соединений.

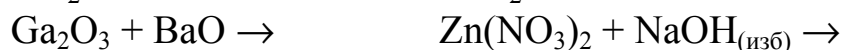
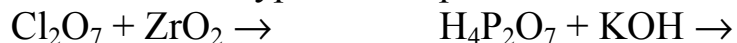
6. Охарактеризовать амфотерные свойства гидроксида железа(III), металлического бериллия.

7. Написать формулы гидроксидов, отвечающие оксидам: Cr_2O_3 , I_2O_5 , Mn_2O_7 , SeO_2 , TiO .

8. Написать формулы оксидов, отвечающие гидроксидам: H_2WO_4 , TiOOH , $\text{H}_3\text{P}_3\text{O}_9$, HCrO_2 , FrOH .

9. Написать уравнения реакций, отражающие превращения: сульфат никеля(II) \rightarrow сульфат гидроксоникеля(II), дигидроортоарсенат стронция \rightarrow ортомышьяковая кислота.

10. Закончить уравнения реакций:



7 – В

1. Привести уравнения реакций, характеризующие химические свойства солей.

2. Охарактеризовать амфотерные свойства металлического свинца и гидроксида олова(IV).

3. Написать формулы: метафосфат магния, бромат гидроксо-ниобия(III), титанат гидроксосвинца(II), гидросульфид таллия(III),

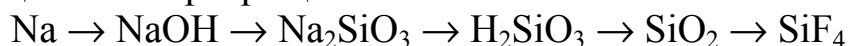
дигидроарсенат титана(II), ортоплюмбат натрия. Привести графические формулы указанных соединений.

4. Назвать соединения и написать графические формулы: K_2FeO_4 , RbH_2SbO_4 , $GaOHMnO_4$, $Al(HTeO_3)_3$, $Na_3HP_2O_7$.

5. Написать формулы оксидов, отвечающие гидроксидам: $HMnO_4$, $H_2Cr_2O_7$, $V(OH)_3$, $TiOH$, $TiOOH$.

6. Написать формулы гидроксидов, отвечающие оксидам: P_4O_{10} , Cs_2O , WO_3 , B_2O_3 , ZrO_2 .

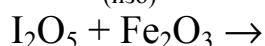
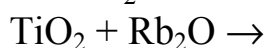
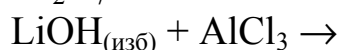
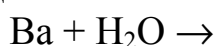
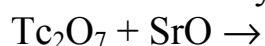
7. Написать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:



8. Указать заряды катионов и анионов в соединениях: $TiHP_2O_7$, $Zn(HSeO_3)_2$, $MgOHBO_2$, $Fe(PO_3)_3$, $TiFeO_2$.

9. Написать уравнения реакций, отражающие превращения: метакромит натрия \rightarrow сульфат хрома(III); дигидроортофосфат бария \rightarrow ортофосфорная кислота.

10. Закончить уравнения реакций:



8 – В

1. Привести уравнения реакций получения солей.

2. Охарактеризовать амфотерные свойства гидроксида циркония(IV) и металлического алюминия.

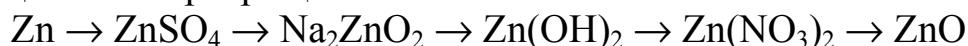
3. Написать формулы: дифосфат кадмия, манганат гидроксобария, гипобромит гидроксовисмута(III), гидроселенат алюминия, периодат титана(IV). Привести графические формулы указанных соединений.

4. Назвать соединения и написать графические формулы: $YOHSiO_3$, K_2BeO_2 , $Pb(H_2PO_4)_2$, $AgHGeO_3$, $[Fe(OH)_2]_2CrO_4$.

5. Написать формулы оксидов, отвечающие гидроксидам: $Zr(OH)_4$, $H_2S_3O_{10}$, $CsOH$, H_5IO_6 , $In(OH)_3$.

6. Написать формулы гидроксидов, отвечающие оксидам: B_2O_3 , Sc_2O_3 , Ag_2O , V_2O_5 , P_4O_{10} .

7. Написать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:



8. Указать заряды катионов и анионов в соединениях: $Pb(OH)_2Cl_2$, $FeHVO_4$, NH_4CH_3COO , $Sr(HSO_3)_2$, $TiOH(NO_2)_2$.

9. Закончить уравнения реакций:



10. Написать уравнения реакций, отражающие превращения:
перхлорат гидроксогаллия \rightarrow перхлорат галлия; карбонат магния \rightarrow гидрокарбонат магния.

9 – В

1. Привести уравнения реакций получения оксидов.

2. Закончить уравнения реакций:



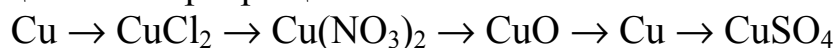
3. Написать формулы: гидродифосфат хрома(III), метаборат цинка, гидроселенит бария, бромат гидроксожелеза(III), молибдат гидроксомагния. Привести графические формулы указанных соединений.

4. Назвать соединения и написать графические формулы: BaCr_2O_7 , $\text{Bi}_2(\text{HSbO}_4)_3$, $(\text{ScOH})_2\text{SiO}_4$, $\text{Zr}(\text{OH})_2(\text{IO}_4)_2$, CdWO_4 .

5. Написать формулы оксидов, отвечающие гидроксидам: $\text{H}_2\text{S}_3\text{O}_{10}$, CuOH , HClO_4 , $\text{Pb}(\text{OH})_4$, $\text{H}_2\text{Mo}_2\text{O}_7$.

6. Написать формулы гидроксидов, отвечающие оксидам: I_2O_5 , P_4O_{10} , BeO , Cs_2O , Nb_2O_5 .

7. Записать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:



8. Охарактеризовать амфотерные свойства металлического цинка и гидроксида индия(III).

9. Указать заряды катионов и анионов в соединениях: VOPO_3 , $\text{Ti}(\text{OH})_2\text{Cl}_2$, $\text{Hg}_2\text{As}_2\text{O}_7$, CoSeO_4 , $(\text{NH}_4)_2\text{SiF}_6$. Назвать соединения.

10. Привести уравнения реакций, отражающие превращения: бериллат лития \rightarrow сульфат бериллия; гидроортоарсенат стронция \rightarrow дигидроортоарсенат стронция.

10 – В

1. Привести уравнения реакций получения кислот.

2. Закончить уравнения реакций:

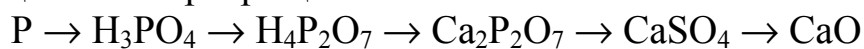




3. Написать формулы гидроксидов, отвечающие оксидам: SeO_2 , I_2O , Rb_2O , V_2O_5 , ZrO_2 .

4. Охарактеризовать амфотерные свойства металлического свинца и гидроксида галлия.

5. Написать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:



6. Написать формулы: ортованадат гидроксожелеза(II), перхлорат никеля(II), дигидроортофосфат ртути(II), титанат калия, дисульфат бериллия. Привести графические формулы указанных соединений.

7. Назвать соединения и написать их графические формулы: MgH_2SiO_4 , $\text{NaNH}_3\text{As}_2\text{O}_7$, $(\text{MgOH})_3\text{PO}_4$, Ca_3N_2 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

8. Написать формулы оксидов, отвечающие гидроксидам: $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$, HBrO_3 , Ti(OH)_3 , H_6TeO_6 , CuOH .

9. Написать уравнения реакций, отражающие превращения: алюминат калия \rightarrow сульфат алюминия; гидрофосфат стронция \rightarrow дигидрофосфат стронция.

10. Указать заряды катионов и анионов в соединениях: $\text{NaNH}_2\text{AsO}_4$, NH_4HMoO_4 , $\text{KCr(SO}_4)_2$, BiONO_3 , $\text{Cs}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Назвать соединения.



Цепочки химических превращений

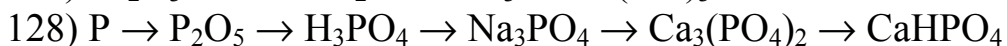
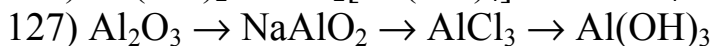
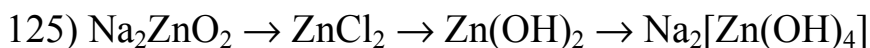
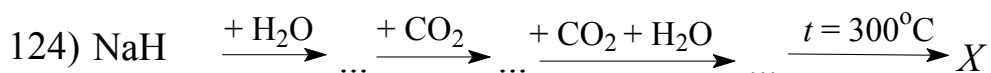
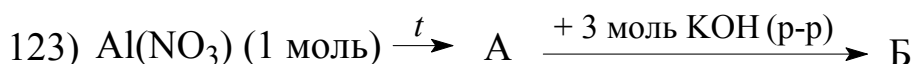
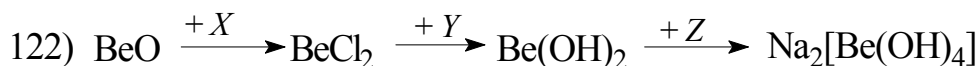
Осуществить превращения по схемам, основываясь на генетической связи между основными классами неорганических соединений:

- 1) $\text{SO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{NaHSO}_3 \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4$
- 2) $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{NaHSO}_4$
- 3) $\text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{Ca(H}_2\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{CaHPO}_4 \rightarrow \text{Ca(H}_2\text{PO}_4)_2$
- 4) $\text{NaOH} \rightarrow \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_4 \rightarrow \text{H}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3$
- 5) $\text{HCl} \rightarrow \text{H}_2 \rightarrow \text{CaH}_2 \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaOHCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{HCl}$
- 6) $\text{CaH}_2 \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca(HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO}$
- 7) $\text{NaNH} \rightarrow \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_4 \rightarrow \text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{H}_2$
- 8) $\text{AlH}_3 \rightarrow \text{Al(OH)}_3 \rightarrow \text{NaAlO}_2 \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_4 \rightarrow \text{H}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$

- 9) $\text{CH}_4 \rightarrow \text{H}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{NaHS} \rightarrow \text{Na}_2\text{S} \rightarrow \text{ZnS} \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{ZnCl}_2$
- 10) $\text{K} \rightarrow \text{KH} \rightarrow \text{KOH} \rightarrow \text{KHSO}_4 \rightarrow \text{H}_2 \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{H}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2$
- 11) $\text{NaOH} \rightarrow \text{H}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{H}_2 \rightarrow \text{NaH} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{H}_2$
- 12) $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Ca}(\text{HSO}_4)_2 \rightarrow \text{H}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{FeO}$
- 13) $\text{Na} \rightarrow \text{NaH} \rightarrow \text{H}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{AlCl}_3$
- 14) $\text{Mn}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S}$
- 15) $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{HSO}_3)_2 \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$
- 16) $\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4$
- 17) $\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4$
- 18) $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{KHSO}_4 \rightarrow \text{KCl} \rightarrow \text{KNO}_3$
- 19) $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{NaHSO}_3 \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3$
- 20) $\text{SO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{FeS} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{FeSO}_4$
- 21) $\text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaCl}$
- 22) $\text{Cu} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_3 \rightarrow \text{CuS} \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$
- 23) $\text{FeS} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{CuO}$
- 24) $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{NaHSO}_4 \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{NaNO}_3$
- 25) $\text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} \rightarrow \text{AgCl}$
- 26) $\text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
- 27) $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{CaHPO}_4 \rightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$
- 28) $\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{CaHPO}_4 \rightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$
- 29) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$
- 30) $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{K}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{KH}_2\text{PO}_4$
- 31) $\text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2$
- 32) $\text{KHCO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$
- 33) $\text{Na}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{SiO}_2 \rightarrow \text{CaSiO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2$
- 34) $\text{Na} \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{NaAlO}_2 \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{H}_2 \rightarrow \text{NaH}$
- 35) $\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaOHCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
- 36) $\text{Na} \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{NaHSO}_4$
- 37) $\text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{AlCl}_3$
- 38) $\text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{FeOHCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{FeOHCl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3$
- 39) $\text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2\text{NO}_3$
- 40) $\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$
- 41) $\text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{CaHPO}_4$
- 42) $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{CuS} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_2$
- 43) $\text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{HCO}_3 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4$
- 44) $\text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3$
- 45) $\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{HNO}_3$
- 46) $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{CaSO}_3 \rightarrow \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{C}$
- 47) $\text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{Na}_2\text{HPO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{CaSO}_4$
- 48) $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{NaNO}_3 \rightarrow \text{HNO}_3$

- 49) $\text{HCl} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{H}_2 \rightarrow \text{KH} \rightarrow \text{KOH}$
- 50) $\text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe(OH)}_2 \rightarrow \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe(NO}_3)_3$
- 51) $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{KHSO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KNO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4$
- 52) $\text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{KCl} \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 \rightarrow \text{Cu}$
- 53) $\text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{NH}_3$
- 54) $\text{SO}_2 \rightarrow \text{BaSO}_3 \rightarrow \text{Ba(HSO}_3)_2 \rightarrow \text{BaSO}_3 \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3$
- 55) $\text{CO}_2 \rightarrow \text{BaCO}_3 \rightarrow \text{BaO} \rightarrow \text{Ba(HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{KHCO}_3$
- 56) $\text{FeO} \rightarrow \text{FeBr}_2 \rightarrow \text{FeO} \rightarrow \text{Fe} \rightarrow \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3$
- 57) $\text{Cu} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu(NO}_3)_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 \rightarrow \text{Cu}$
- 58) $\text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{CaHPO}_4 \rightarrow \text{Ca(H}_2\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
- 59) $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{Zn(OH)}_2 \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{Zn(NO}_3)_2 \rightarrow \text{Zn}$
- 60) $\text{Na}_2\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{NaHS} \rightarrow \text{Na}_2\text{S} \rightarrow \text{NaHS} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{SO}_2$
- 61) $\text{SO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{KHSO}_3 \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{CaSO}_3 \rightarrow \text{Ca(NO}_3)_2$
- 62) $\text{KOH} \rightarrow \text{KCl} \rightarrow \text{KNO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KCl} \rightarrow \text{KOH} \rightarrow \text{KHCO}_3$
- 63) $\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{Na} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}$
- 64) $\text{Al} \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al(OH)}_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al(NO}_3)_3$
- 65) $\text{Be} \rightarrow \text{BeCl}_2 \rightarrow \text{Be(OH)}_2 \rightarrow \text{BeO} \rightarrow \text{Be(NO}_3)_2$
- 66) $\text{CuO} \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 \rightarrow \text{Cu} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{CuS}$
- 67) $\text{Fe} \rightarrow \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe(OH)}_2 \rightarrow \text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}$
- 68) $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe(OH)}_2 \rightarrow \text{Fe} \rightarrow \text{Fe(OH)}_3 \rightarrow \text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe}$
- 69) $\text{Fe(NO}_3)_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe(OH)}_2$
- 70) $\text{CuO} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu} \rightarrow \text{Cu(NO}_3)_2$
- 71) $\text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 \rightarrow \text{CuOHCl} \rightarrow \text{CuCl}_2$
- 72) $\text{MgCO}_3 \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg(OH)}_2 \rightarrow \text{Mg(NO}_3)_2 \rightarrow \text{MgO}$
- 73) $\text{Mg(OH)}_2 \rightarrow \text{MgSO}_4 \rightarrow \text{MgCO}_3 \rightarrow \text{Mg(HCO}_3)_2 \rightarrow \text{MgCO}_3$
- 74) $\text{MgCO}_3 \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{Mg(NO}_3)_2 \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg(OH)}_2$
- 75) $\text{CaO} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaSO}_4 \rightarrow \text{CaCO}_3$
- 76) $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca(HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca(NO}_3)_2 \rightarrow \text{O}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5$
- 77) $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe(OH)}_2 \rightarrow \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{FeO} \rightarrow \text{Fe} \rightarrow \text{FeS} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$
- 78) $\text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg(OH)}_2 \rightarrow \text{Mg(NO}_3)_2 \rightarrow \text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg} \rightarrow \text{MgSO}_4$
- 79) $\text{Ca} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{CaSO}_4 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca(HCO}_3)_2$
- 80) $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{KHSO}_3 \rightarrow \text{CaSO}_3 \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3$
- 81) $\text{KCl} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{KHCO}_3 \rightarrow \text{KBr} \rightarrow \text{KOH}$
- 82) $\text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{Zn(OH)}_2 \rightarrow \text{Zn} \rightarrow \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{ZnSO}_4$
- 83) $\text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{Zn} \rightarrow \text{Zn(NO}_3)_2 \rightarrow \text{Zn} \rightarrow \text{Zn(OH)}_2 \rightarrow \text{Zn} \rightarrow \text{ZnS}$
- 84) $\text{CuO} \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 \rightarrow \text{Cu} \rightarrow \text{CuS} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuCl}_2$
- 85) $\text{NaNO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{SiO}_2$
- 86) $\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu(NO}_3)_2 \rightarrow \text{CuO}$
- 87) $\text{K} \rightarrow \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{KNO}_3 \rightarrow \text{KNO}_2 \rightarrow \text{HNO}_2 \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_2$
- 88) $\text{K} \rightarrow \text{K}_2\text{O} \rightarrow \text{KOH} \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 \rightarrow \text{Cu} \rightarrow \text{CuBr}_2 \rightarrow \text{CuO}$

- 89) $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnS} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{BaSO}_4$
- 90) $\text{Cu} \rightarrow \text{CuS} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{CuOHCl} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$
- 91) $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Cu} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
- 92) $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{Zn} \rightarrow \text{Cu} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow (\text{CuOH})_2\text{SO}_4$
- 93) $\text{Cu} \rightarrow \text{X} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Y} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Z} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
- 94) $\text{SO}_2 \rightarrow \text{X} \rightarrow \text{NaHSO}_4 \rightarrow \text{Y} \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{NaOH}$
- 95) $\text{Fe} \rightarrow \text{X} \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Y} \rightarrow \text{FeOHSO}_4 \rightarrow \text{Z} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$
- 96) $\text{ZnO} \rightarrow \text{X} \rightarrow (\text{ZnOH})_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Y} \rightarrow \text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{Z} \rightarrow \text{Zn}$
- 97) $\text{Mg} \rightarrow \text{X} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Y} \rightarrow \text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Z} \rightarrow \text{MgO}$
- 98) $\text{Cu} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{CuS} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$
- 99) $\text{Cu} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$
- 100) $\text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe} \rightarrow \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$
- 101) $\text{Na} \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NaOH}$
- 102) $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Cu} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$
- 103) $\text{CuS} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuS} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe}$
- 104) $\text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{CuCl}_2$
- 105) $\text{ZnS} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{CuS} \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3$
- 106) $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{CO} \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$
- 107) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}_2\text{O}$
- 108) $\text{Al} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{AlBr}_3$
- 109) $\text{CaCl}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaSiO}_3 \rightarrow \text{SiO}_2$
- 110) $\text{MgSO}_4 \rightarrow \text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgOHCl}$
- 111) $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
- 112) $\text{S} \rightarrow \text{ZnS} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{HSO}_3)_2 \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$
- 113) $\text{S} \rightarrow \text{Na}_2\text{S} \rightarrow \text{NaHS} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{NaCl}$
- 114) $\text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}$
- 115) $\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow (\text{MgOH})_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MgSO}_4 \rightarrow \text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg}$
- 116) $\text{Ca} \rightarrow \text{CaH}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{HSO}_3)_2 \rightarrow \text{CaSO}_4$
- 117) $\text{K} \xrightarrow{+X} \text{KOH} \xrightarrow{+Y} \text{K}_2[\text{Be}(\text{OH})_4] \xrightarrow{+Z} \text{BeSO}_4$
- 118) $\text{Zn}(\text{OH})_2 \xrightarrow{+\text{KOH (сплавнение)}} \dots \xrightarrow{+\text{HCl(изб)}} X$
- 119) $\text{Al} \xrightarrow{+X} \text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6] \xrightarrow{+Y} \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \xrightarrow{+Z} \text{Al}(\text{OH})_3$
- 120) $1 \text{ моль } \text{AlCl}_3 \xrightarrow{+2 \text{ моль } \text{KOH(водн. р-р)}} \text{A} \xrightarrow{+1 \text{ моль } \text{NaOH}} \text{B} \rightarrow$
 $\xrightarrow{+\text{K}_2\text{O(изб), сплавнение}} \text{B} \xrightarrow{+\text{HCl(изб)}} \text{Г}$
- 121) $\text{CrCl}_3 (1 \text{ моль}) \xrightarrow{+4 \text{ моль } \text{KOH}} \dots \xrightarrow{+1 \text{ моль } \text{HCl}} \dots \xrightarrow{t} \dots \rightarrow$
 $\xrightarrow{+\text{BaO}, t} \dots \xrightarrow{+\text{HNO}_3 (\text{p-p, изб})} X$



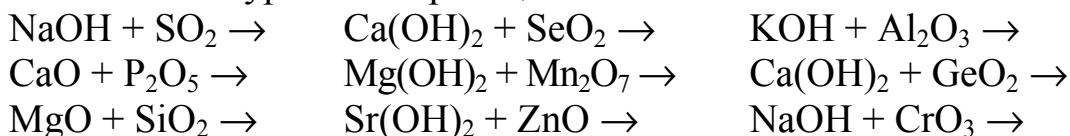
Контрольные задания по теме «Основные классы неорганических соединений»

Вариант I

1. Определить степень окисления элементов в соединениях: As_2O_5 , NCl_3 , KHS , Fe(OH)_3 , HNO_2 .

2. Установить характер оксидов: K_2O , Al_2O_3 , CO_2 , CaO , N_2O_3 , CrO_3 , MnO_2 . Какие из приведенных оксидов взаимодействуют с водой? Написать уравнения реакций.

3. Закончить уравнения реакций:



4. Записать уравнения реакций получения оксида кальция разложением гидроксида, разложением соли и взаимодействием простых веществ.

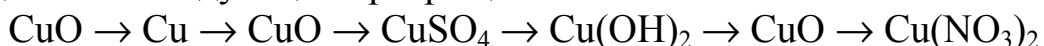
5. Привести уравнения реакций, доказывающие амфотерные свойства оксида цинка, гидроксида хрома(III).

6. Написать формулы соединений: ортофосфорная кислота, сульфат натрия, гидроксид железа(III), карбонат алюминия, гидросульфид бария, карбонат гидроксоцинка, дигидроортофосфат кальция, нитрат железа(III), гидросульфит магния, хлорат гидроксохрома(III).

7. Назвать соединения, определить заряды катионов и анионов: $\text{BaH}_2\text{P}_2\text{O}_7$, $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Sn}(\text{SO}_3)_2$, $\text{Ba}(\text{HCO}_3)_2$, AlOHSO_3 , CrAsO_4 , MoCl_2 , SrHPO_4 , K_2HPO_3 .

8. Написать реакции получения: а) карбоната натрия из гидрокарбоната натрия; б) сульфата меди из сульфата гидроксомеди.

9. Написать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



10. Написать формулы гидроксидов, соответствующие оксидам: I_2O , Nb_2O_5 , CO_2 , GeO , MnO_3 , N_2O_3 , CrO_3 , I_2O_7 .

Вариант 2

1. В каких оксидах степень окисления элемента максимальная: SrO , N_2O_3 , MnO_2 , Cu_2O , Cl_2O_7 , ZnO , As_2O_5 ?

2. Какие из приведенных гидроксидов растворимы в воде: Al(OH)_3 , CsOH , Ba(OH)_2 , CuOH , Ni(OH)_2 ? Для Ba(OH)_2 написать уравнения реакций, характеризующие свойства щелочей.

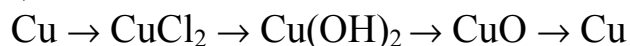
3. Записать реакции, отражающие амфотерные свойства оксида хрома(III), гидроксида цинка.

4. Написать формулы соединений: метакремниевая кислота, нитрид магния, гидроксид меди(I), сульфат железа(II), гидроортофосфат калия, ортофосфат бария, гидросульфат хрома(III), дихромат натрия, гидроортоарсенат бария.

5. Закончить уравнения реакций, назвать образующиеся продукты:



6. Записать уравнения реакций, отражающие следующие превращения:



7. Написать формулы гидроксидов, соответствующие оксидам: Cl_2O_7 , PbO_2 , MnO , ZnO , B_2O_3 .

8. Какие оксиды соответствуют гидроксидам: Fe(OH)_3 , HNO_2 , Sn(OH)_2 , HPO_3 , CuOH ?

9. Написать реакции получения: а) сульфата алюминия из гексагидроксоалюмината калия; б) сульфата железа(III) из гидроксида железа(III).

10. Записать химические формулы пяти кислотных оксидов. Какие из них при комнатной температуре – газообразные вещества?

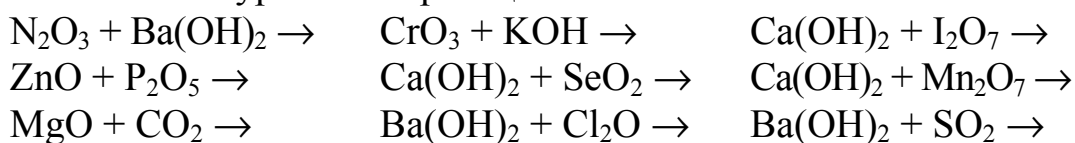
Вариант 3

1. Указать степени окисления всех элементов в соединениях: NaH_2PO_4 , O_2F_2 , CuPO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{CrO}_4$, $\text{Al}_2(\text{C}_2)_3$.

2. Записать формулы оксидов хрома, в которых он проявляет степени окисления +2, +3, +6, и оксидов марганца, в которых он

проявляет степени окисления +2, +4, +7. Указать характер оксидов, формулы соответствующих им гидроксидов.

3. Закончить уравнения реакций:



4. Написать формулы гидроксидов, соответствующие оксидам: Nb_2O_5 , CaO , Cu_2O , N_2O_3 , SnO_2 , SeO_3 , Cl_2O_7 .

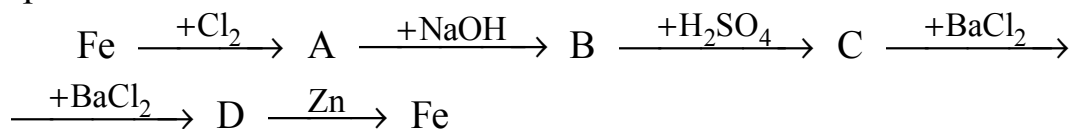
5. Привести уравнения реакций, характеризующие амфотерные свойства гидроксида железа(III) и оксида бериллия.

6. Для приведенных солей указать заряды катионов и анионов: KHCO_3 , CuOHCl , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$. Какие из солей относятся к кислым, средним, основным?

7. Написать формулы соединений: метафосфорная кислота, нитрат алюминия, сульфид лития, гидросульфат железа(II), гидроксид никеля(II), гидросиликат магния, метафосфат бария, нитрит гидроксицинка, манганат меди(II).

8. Какие из приведенных оксидов при взаимодействии с водой образуют кислоты? Cl_2O , Cs_2O , NO_2 , Cr_2O_3 , MgO , I_2O_5 . Написать уравнения соответствующих реакций.

9. Записать уравнения реакций, отражающие следующие превращения:



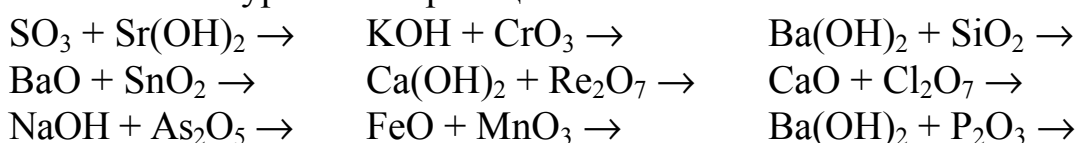
10. Написать формулы высших оксидов и гидроксидов, указать их характер, исходя из положения элементов в периодической системе: Cr , Mg , N , Ge , As .

Вариант 4

1. Какие гидроксиды соответствуют оксидам: I_2O_5 , BaO , Mn_2O_7 , ZnO , Rb_2O ?

2. Какие соли может образовать фосфорная кислота при взаимодействии с гидроксидом натрия? Написать уравнения реакций их получения.

3. Закончить уравнения реакций:



4. Написать формулы соединений: гидроксид стронция, гидрокарбонат магния, ортофосфат цинка, азотистая кислота, цинкат натрия, метафосфат бария, нитрит гидроксоцинка, манганат меди(II), дигидроортоарсенат натрия.

5. Какие из приведенных ниже веществ реагируют с соляной кислотой: K_2CO_3 , CO , K_2O , Ag , NH_3 , $AgNO_3$? Привести уравнения осуществимых реакций.

6. Записать реакции, отражающие амфотерные свойства гидроксида железа(III), оксида олова(II).

7. Привести по два примера формул несолеобразующих, кислотных, основных, амфотерных оксидов.

8. Указать степени окисления всех элементов в соединениях: $ZnSeO_3$, NH_4NO_2 , SrO_2 , H_3PO_2 , H_2SnCl_6 .

9. Назвать следующие соединения, указать заряды катионов и анионов: $K_2Cr_2O_7$, $Zn(HS)_2$, NH_4NO_2 , $Fe_2(CrO_4)_3$, Na_2HPO_4 .

10. Записать уравнения реакций, отражающие следующие превращения:

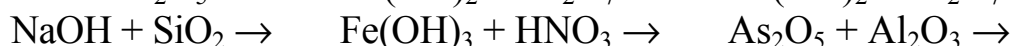
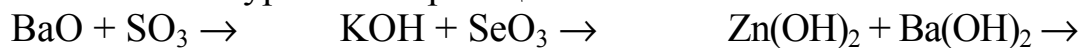


Вариант 5

1. Определить степени окисления элементов в соединениях: AlH_3 , OF_2 , N_2O_4 , $CaSO_4$, $Bi(OH)_3$.

2. Установить характер оксидов: SrO , SO_2 , BaO , Fe_2O_3 , Mn_2O_7 , Al_2O_3 . Какие из приведенных оксидов могут взаимодействовать со щелочью? Написать уравнения реакций.

3. Закончить уравнения реакций:



4. Написать формулы соединений: сернистая кислота, карбид кремния, гидроортофосфат рубидия, карбонат цинка, гидроксид серебра, сульфит гидроксоалюминия, гидросиликат кальция, перманганат кальция, гидроселенит железа(III).

5. Записать реакции, отражающие амфотерные свойства гидроксида олова(II), металлического алюминия.

6. Какие из приведенных солей реагируют с гидроксидом бария: $CuSO_4$, $FeCl_2$, KCl , Na_2CO_3 ? Записать уравнения соответствующих реакций.

7. Написать уравнения реакций получения: а) дигидроортофосфата кальция из гидроортофосфата кальция; б) хлорида железа(III) из хлорида дигидроксожелеза(III).

8. Выбрать из приведенных солей кислую, среднюю, основную: BaS , KHSO_3 , $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Указать для них заряды катионов и анионов.

9. Записать уравнения реакций, отражающие следующие превращения:



10. Назвать соединения, определить заряды катионов и анионов: $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, BiOHCl_2 , $(\text{ZnOH})_2\text{SO}_3$, $(\text{Al}(\text{OH})_2)_3\text{AsO}_4$, $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$, $\text{Zn}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Zn}(\text{HS})_2$, AlPO_4 .

Вариант 6

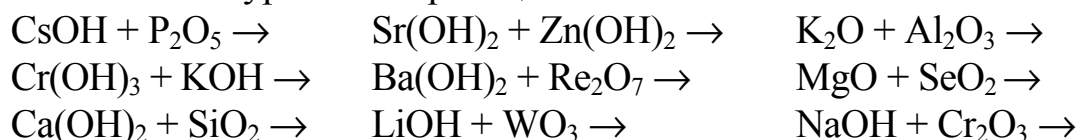
1. Выписать оксиды, в которых элемент проявляет максимальную степень окисления: WO_3 , FeO , SeO_3 , N_2O_3 , Cl_2O_7 , Na_2O , ZnO .

2. Какие из гидроксидов растворимы в воде: $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$, RbOH , $\text{Cu}(\text{OH})_2$?

3. Записать реакции, отражающие амфотерные свойства металлического цинка, оксида алюминия.

4. Написать формулы соединений: хромовая кислота, гидросиликат бария, нитрат железа(III), сульфид фосфора(V), метаферрит натрия, дигидроортофосфат ртути, нитрит аммония, нитрид натрия.

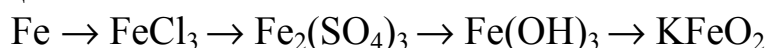
5. Закончить уравнения реакций:



6. Какие из оснований могут образовывать основные соли $\text{Mg}(\text{OH})_2$, CuOH , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, NH_4OH , $\text{Bi}(\text{OH})_3$? Привести примеры основных солей.

7. С какими из веществ реагирует оксид серы(VI): K_2O , KMnO_4 , NaOH , MgCl_2 , H_2O , H_2SO_4 ? Записать уравнения возможных реакций.

8. Записать уравнения реакций, отражающие следующие превращения:



9. Написать формулы гидроксидов, соответствующие оксидам: Br_2O , Ag_2O , SnO_2 , BeO , CrO_3 , N_2O_5 , As_2O_3 , I_2O_7 .

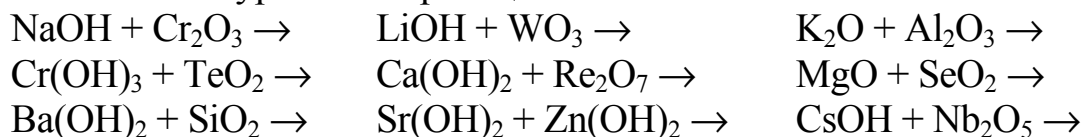
10. Написать формулы и указать характер высших оксидов и гидроксидов элементов, исходя из их положения в периодической системе: As, Zn, I, Cs, Mn.

Вариант 7

1. Написать уравнения реакций, характеризующие свойства фосфорной кислоты.

2. Написать реакции, доказывающие амфотерность оксида марганца(IV), гидроксида цинка.

3. Закончить уравнения реакций:



4. Написать формулы оксидов, соответствующие гидроксидам: $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$, H_5IO_6 , H_4MnO_4 , HIO , H_3AsO_4 , H_2SiO_3 .

5. Написать формулы гидроксидов, соответствующие оксидам: As_2O_5 , TeO_3 , Hg_2O , Bi_2O_3 , Fe_2O_3 , SeO_2 , Nb_2O_5 .

6. Написать формулы следующих соединений: манганат цинка, сульфид алюминия, силикат гидроксида кальция, гидроортофосфат кадмия, карбоната бария, метафосфата натрия, гидросиликата алюминия. Привести графические формулы указанных соединений.

7. Написать реакции получения: а) сульфата алюминия из гидросульфата алюминия; б) гидроксида железа(III) из сульфата железа(III).

8. Записать уравнения реакций, отражающие следующие превращения:



9. Какие из приведенных оксидов при взаимодействии с водой образуют основания: Rb_2O , MnO , NO_2 , BaO , Li_2O , CrO_3 ? Написать уравнения соответствующих реакций.

10. Привести примеры соединений, в которых сера проявляет степени окисления -2 , $+2$, $+4$, $+6$, а также соединений железа, в которых железо проявляет степени окисления $+2$, $+3$, $+6$.

ПРИЛОЖЕНИЕ

Таблица 1

Электроотрицательности (χ) некоторых элементов (приведены в порядке возрастания χ)

Элемент	K	Na	Li	Ca	Mg	Be	Al	Zn	Cr	Fe	Si
χ	0,82	0,93	0,98	1,00	1,31	1,57	1,61	1,65	1,66	1,8	1,9

Элемент	B	P	H	C	S	Br	N	Cl	Cl	O	F
χ	2,04	2,19	2,20	2,55	2,58	2,66	2,96	3,04	3,16	3,44	4,0

Таблица 2

Электрохимический ряд напряжений металлов

Li	K	Ba	Ca	Na	Mg	Al	Zn	Cr	Fe	Cd	Co	Ni	Sn	Pb	H ₂	Bi	Cu	Ag	Hg	Au	Pt
Уменьшение восстановительной активности →																					

Таблица 3

Растворимость веществ

Ион	OH ⁻	NO ₃ ⁻	Cl ⁻	S ²⁻	SO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻	CO ₃ ²⁻	SiO ₃ ²⁻	PO ₄ ³⁻
H ⁺		P	P	P	P	P	P	H	P
NH ₄ ⁺	P	P	P	P	P	P	P	?	—
K ⁺	P	P	P	P	P	P	P	P	P
Na ⁺	P	P	P	P	P	P	P	P	P
Ag ⁺	?	P	H	H	H	M	H	?	H
Ba ²⁺	P	P	P	P	H	H	H	H	H
Ca ²⁺	M	P	P	M	H	M	H	H	H
Mg ²⁺	H	P	P	H	H	P	H	H	H
Zn ²⁺	H	P	P	H	H	P	H	H	H
Cu ²⁺	H	P	P	H	?	P	H	?	H
Hg ²⁺	?	P	P	H	H	—	?	?	H
Pb ²⁺	H	P	H	H	H	H	H	H	H
Fe ²⁺	H	P	P	H	H	P	H	H	H
Fe ³⁺	H	P	P	—	?	P	?	?	H
Al ³⁺	H	P	P	—	?	P	?	?	H
Cr ³⁺	H	P	P	—	—	P	?	?	H

Примечание. Вещество: «P» – растворимо; «H» – нерастворимо; «M» – малорастворимо; «—» – в водной среде разлагается; «?» – нет данных о существовании соединения.

ЛИТЕРАТУРА

1. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2002.
2. Карапетьянц, М. Х. Общая и неорганическая химия / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. – М.: Химия, 1992.
3. Жарский, И. М. Теоретические основы химии: сб. задач / И. М. Жарский, А. Л. Кузьменко, С. Е. Орехова. – Минск: Аверсэв, 2004.
4. Общая химия в формулах, определениях, схемах / И. Е. Шиманович [и др.]; под ред. В. Ф. Тикавого. – Минск: Універсітэцкае, 1996.
5. Репетитор по химии / под ред. А. С. Егорова. – Ростов н/Д: Феникс, 2007.
6. Хомченко, И. Г. Общая химия. Сборник задач и упражнений: учеб. пособие / И. Г. Хомченко. – М.: Новая волна, 1998.

ОГЛАВЛЕНИЕ

ПРЕДИСЛОВИЕ	3
1. КЛАССИФИКАЦИЯ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ	4
2. БИНАРНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ	14
3. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ	22
4. ОКСИДЫ	23
4.1. Классификация оксидов	23
4.2. Номенклатура оксидов	25
4.3. Физические свойства оксидов	26
4.4. Химические свойства оксидов	26
4.5. Получение оксидов	29
Задания для самостоятельной работы по разделу «Оксиды»	30
5. ОСНОВАНИЯ	32
5.1. Классификация оснований	32
5.2. Номенклатура оснований	34
5.3. Физические свойства оснований	34
5.4. Химические свойства оснований	34
5.5. Получение оснований	37
Задания для самостоятельной работы по разделу «Основания»	37
6. КИСЛОТЫ	39
6.1. Классификация кислот	39
6.2. Номенклатура кислот	40
6.3. Физические свойства кислот	44
6.4. Химические свойства кислот	44
6.5. Получение кислот	46
Задания для самостоятельной работы по разделу «Кислоты»	46
7. СОЛИ	48
7.1. Классификация солей	48
7.2. Номенклатура солей	49

7.3. Физические свойства солей	52
7.4. Химические свойства средних солей	53
7.5. Химические свойства кислых и основных солей	56
7.6. Способы получения средних солей	57
7.7. Способы получения кислых и основных солей	59
7.8. Двойные и смешанные соли	61
Задания для самостоятельной работы по разделу «Соли»	61
 8. ГРАФИЧЕСКОЕ ИЗОБРАЖЕНИЕ ФОРМУЛ	 64
Задания для самостоятельной работы по теме «Основные классы неорганических соединений»	66
Цепочки химических превращений	85
Контрольные задания по теме «Основные классы неорганических соединений»	89
 ПРИЛОЖЕНИЕ	 95
 ЛИТЕРАТУРА	 96

Учебное издание

Малашонок Ирина Евгеньевна
Курило Ирина Иосифовна
Ашуйко Валерий Аркадьевич
Хмылко Людмила Ивановна

ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ
НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ:
НОМЕНКЛАТУРА, КЛАССИФИКАЦИЯ,
СВОЙСТВА И СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ

Учебно-методическое пособие

Редактор *Е. И. Гоман*
Компьютерная верстка *Е. В. Ильченко*
Корректор *Е. И. Гоман*

Подписано в печать 31.07.2012. Формат 60×84¹/₁₆.
Бумага офсетная. Гарнитура Таймс. Печать офсетная.
Усл. печ. л. 5,7. Уч.-изд. л. 5,9.
Тираж 300 экз. Заказ .

Издатель и полиграфическое исполнение:
УО «Белорусский государственный технологический университет».
ЛИ № 02330/0549423 от 08.04.2009.
ЛП № 02330/0150477 от 16.01.2009.
Ул. Свердлова, 13а, 220006, г. Минск.